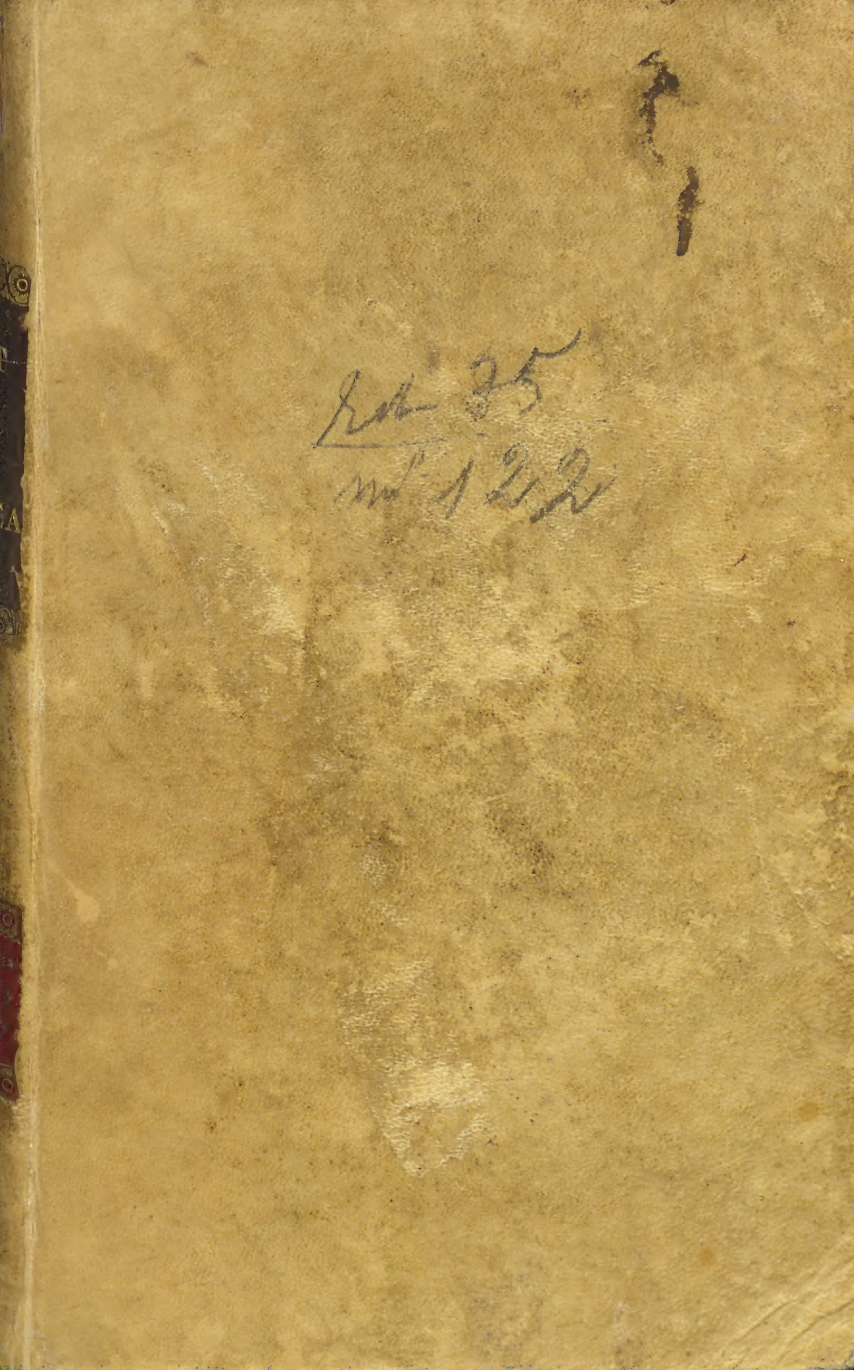
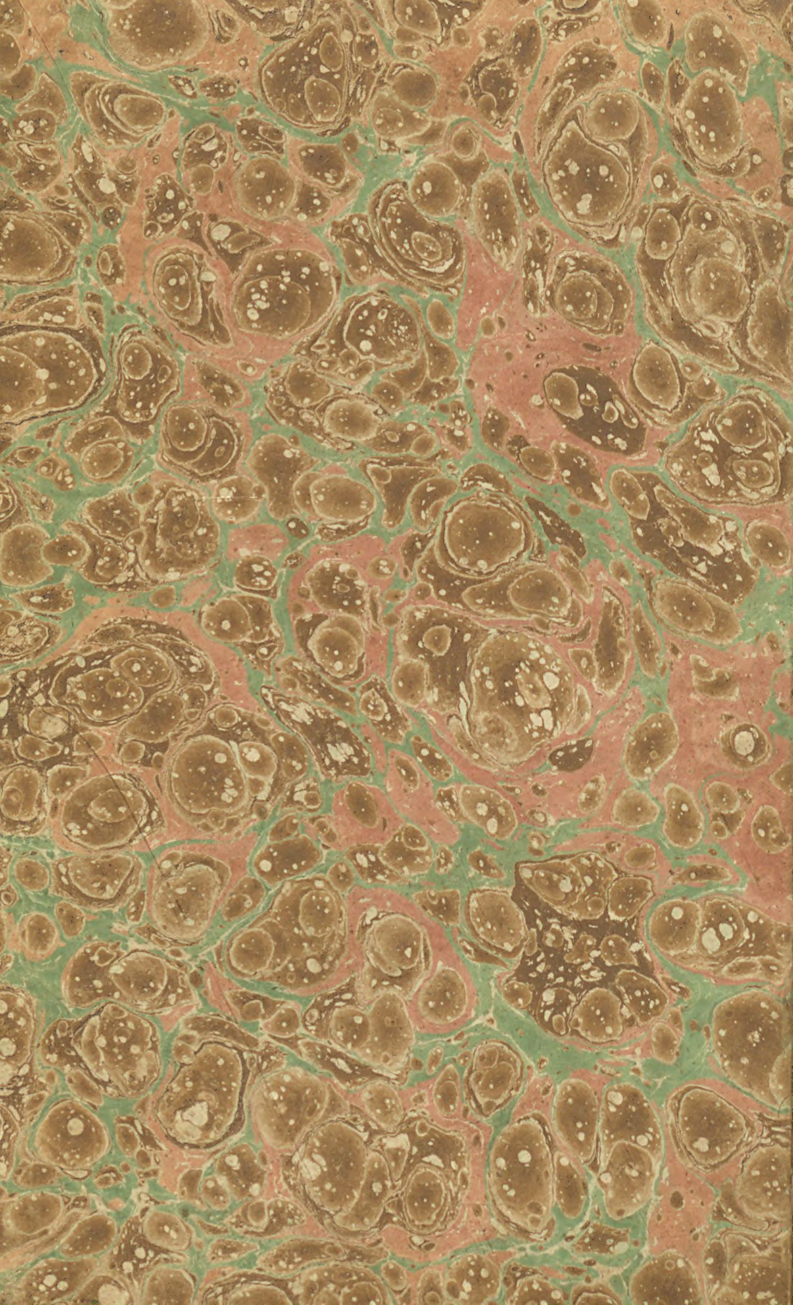
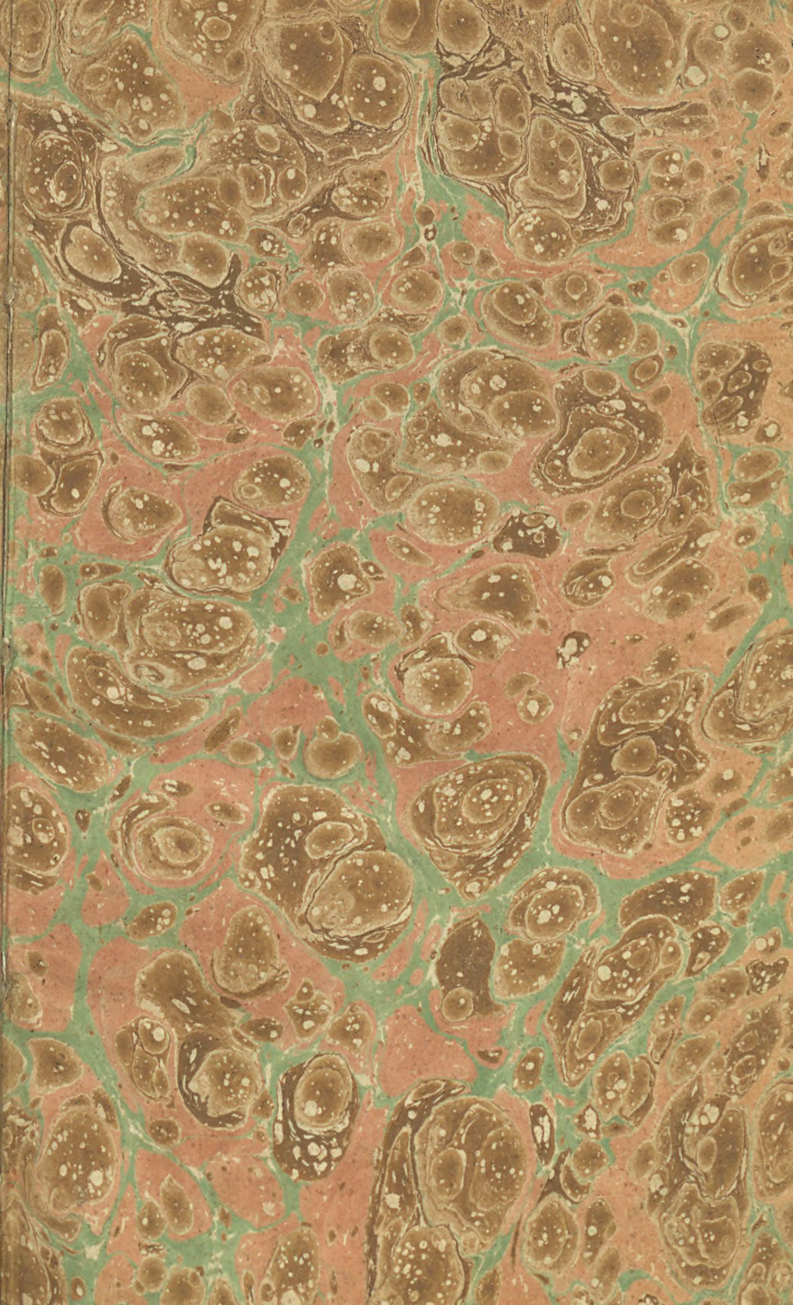

Estan 35
n.º 1222





Sa 212 (312)
v 122

CURSO
ELEMENTAL
DE QUÍMICA

CURSO ELEMENTAL

DE QUÍMICA

PARA EL USO

DE LAS UNIVERSIDADES, COLEGIOS Y ESCUELAS ESPECIALES

ESCRITO EN FRANCÉS

POR

MR. V. REGNAULT

INGENIERO EN JEFE DE MINAS

PROFESOR DEL COLEGIO DE FRANCIA Y DE LA ESCUELA POLITÉCNICA

MIEMBRO DE LA ACADEMIA DE CIENCIAS DE PARIS,

CORRESPONSAL DE LAS DE MADRID, BERLIN, SAN PETERSBURGO, ETC

TRADUCIDO

de la segunda y última edicion francesa

AUMENTADO Y PUBLICADO CON LA ANUENCIA Y COOPERACION DEL AUTOR

POR EL TENIENTE CORONEL

DON GREGORIO VERDÚ

CAPITAN DEL CUERPO DE INGENIEROS Y PROFESOR DE SU ACADEMIA

MIEMBRO DE LA SOCIEDAD GEOLÓGICA DE FRANCIA

UNIVERSIDAD ... BIBLIOTECA ... SEVILLA

TOMO II

PARIS

IMPRENTA DE CRAPELET

CALLE DE VAUGIRARD, NUM. 9

1850

CURSO
ELEMENTAL
DE QUÍMICA.

SEGUNDA PARTE.

METALES.

§ 282. Hemos visto (§ 60) que los metales eran cuerpos simples, buenos conductores del calor y de la electricidad, y dotados de un brillo particular, que se llama *brillo* ó *lustre metálico*. Sus propiedades físicas y químicas establecen entre ellos diferencias muy notables, y por esta razon se prestan á una multitud de aplicaciones.

Ciertos metales gozan de grande maleabilidad y mucha tenacidad, y estos son los únicos que se emplean aislados ó en *estado metálico;* los demas no se utilizan sino por sus combinaciones.

Algunos tienen muy poca afinidad con el oxígeno : no se alteran pronto en contacto del aire atmosférico, á la temperatura ordinaria, conservándose inalterables casi indefinidamente cuando este flúido no se halla saturado de humedad. Otros por el contrario se combinan prontamente, aun en frio, con el oxígeno del aire, y se trasforman en óxidos. Es claro que ninguno de estos últimos puede recibir aplicaciones usuales en el estado metálico.

Así pues, con relacion á sus aplicaciones podemos dividir los metales en dos grandes clases :

Primera clase. — Metales que se alteran pronto en el aire, á causa de su afinidad con el oxígeno, y no pueden por consi-

guiente emplearse en las artes bajo el estado metálico. Son los siguientes :

Potasio,	Magnesio,	Cerio,
Sodio,	Glucinio,	Lantano,
Litio,	Aluminio,	Didimo,
Bario,	Zirconio,	Erbio,
Estroncio,	Torio,	Terbio.
Calcio,	Itrio,	

Cuando los metales de esta clase se encuentran abundantemente en la naturaleza, y su extraccion de las materias naturales que los contienen no es muy costosa, se les emplea en las artes en estado de combinacion con los metaloides. Hemos de ver en efecto que el potasio, sodio, bario, calcio, magnesio y aluminio suministran infinidad de productos importantes por sus usos. Los demas que comprende la lista anterior no han recibido hasta el dia aplicaciones útiles, ofreciendo tan solo un interés puramente científico.

Segunda clase. — Metales que teniendo con el oxígeno afinidades bastante débiles, son poco alterables en nuestra atmósfera á la temperatura ordinaria. Tales son :

Manganeso,	Cobre,	Antimonio,
Hierro,	Plomo,	Urano,
Cobalto,	Bismuto,	Plata,
Niquel,	Mercurio,	Oro,
Cromo,	Estaño,	Platino,
Tungsteno	Titano,	Paladio,
Molibdeno,	Tántalo ó Colombio,	Rodio,
Vanadio,	Niobio,	Iridio,
Zinc,	Ilmenio,	Rutenio,
Cadmio,	Pelopio,	Osmio.

Los metales que forman esta segunda clase son numerosos; pero es menester que satisfagan á muchas condiciones para que puedan recibir aplicacion real en las artes, lo cual limita considerablemente su número. Así, por ejemplo, es calidad esencial á su empleo cierto grado de maleabilidad y tenacidad, pues sin esto no seria posible trabajarlos, ni darles las formas convenientes.

Estas propiedades deben tambien ser bastante marcadas, para que el trabajo del metal no sea muy dispendioso. Es menester ademas que las materias naturales de las que se extrae, no sean raras ó muy difíciles de tratar; pues de lo contrario el metal tomaria gran valor

comercial, y solo serviria para usos excepcionales en que no pueda reemplazársele por ningun otro menos caro. El hierro, manganeso, niquel y cobalto presentan, en el estado metálico, propiedades casi iguales; pero el hierro es mucho mas abundante en la naturaleza y mas fácil de extraer de sus minerales: será por lo tanto preferible á los tres restantes, cuando pueda servir para los mismos usos. El manganeso, mas oxidable que el hierro, se altera con mucha mas rapidez en el aire: y esta será todavía una razon para preferir el hierro. El niquel y cobalto son por el contrario menos oxidables, poseen una ductilidad y tenacidad comparables á las del hierro, y le reemplazarian ciertamente en muchas aplicaciones, si pudieran obtenerse con menos coste.

Los metales quebradizos no se emplean en estado metálico; frecuentemente se les combina con los metales maleables, y se obtienen aleaciones que presentan propiedades físicas particulares.

Los metales que gozan de una maleabilidad bastante grande para que pueda empleárseles en el estado metálico, son:

Manganeso,	Cadmio,	Plata,
Hierro,	Cobre,	Oro,
Cobalto,	Plomo,	Platino,
Niquel,	Mercurio,	Paladio,
Zinc,	Estaño,	Iridio.

Pero entre estos hay muchos que no han recibido ninguna aplicacion industrial, ya por ser sus minerales raros y de un tratamiento difícil, ya por tener propiedades semejantes á las de otros metales que se obtienen mas fácilmente y con menos gastos.

§ 283. *Estado de los metales en la naturaleza.* — Los metales existen en la naturaleza bajo diversos estados. Algunos se encuentran aislados ó, como se dice, *nativos*. Todos aquellos que tienen muy débil afinidad con el oxígeno, y que por consiguiente no se alteran bajo la influencia de los agentes atmosféricos, se hallan en este caso. Tales son: oro, platino, rodio, iridio, paladio, plata, mercurio y bismuto. Otros muchos se presentan en combinacion con el oxígeno, azufre ó arsénico; y son los siguientes: manganeso, hierro, cobalto, niquel, cromo, tungsteno, molibdeno, vanadio, zinc, cadmio, cobre, plomo, bismuto, mercurio, estaño, titano, antimonio, urano y plata. Algunos de estos últimos se encuentran en estado de sales insolubles, principalmente en el de carbonatos ó silicatos. Los metales de la primera clase que, segun se ha dicho,

tienen grande afinidad con el oxígeno, existen en el estado de sales, sobre todo en el de sales insolubles, silicatos ó carbonatos; sin embargo, se hallan á veces en estado de sales solubles, disueltos en las aguas del mar ó de las fuentes saladas.

El conocimiento de la *situacion natural* de los diferentes metales es muy importante para el químico ó metalurgista: trataremos de indicarla al describir las propiedades de cada metal en particular. Mas para que nuestras indicaciones presenten cierto carácter de precision, es necesario dar desde ahora algunas nociones elementales de Geologia, es decir, de la ciencia que trata de la naturaleza, modo de reunirse y órden de sobreposicion de los diversos materiales que componen nuestro globo.

NOCIONES GENERALES SOBRE LA CONSTITUCION DE LA CORTEZA EXTERIOR DEL GLOBO.

§ 284. La parte de la costra terrestre accesible á nuestros medios de observacion, se halla compuesta de sustancias minerales de diversa naturaleza. La agregacion de estos minerales constituye las grandes masas que llamamos *rocas*. Estas pueden diferenciarse entre sí, ya en su composicion química, ó ya solamente en las apariencias ó estructuras variadas que presentan, por el modo con que los minerales se han reunido para formarlas.

Hay rocas en que los minerales se hallan distribuidos con cierta regularidad general, ó sea *estratificados* por capas paralelas, que se descubren sobre extensiones considerables. Esta estratificacion suele manifestarse en las rocas por las hendiduras paralelas que las separan en capas, y aun las subdividen en lechos é hiladas análogos á los que se observan en las construcciones de piedras de sillería. Otras veces la estratificacion se reconoce en la tendencia que presenta la roca á lajarse, ó á dividirse paralelamente en láminas delgadas, como sucede á las pizarras. Estas rocas se designan con el nombre de *rocas estratificadas*.

Pero se encuentran otras que no presentan este carácter: las grietas irregulares que las surcan, y el aspecto de su fractura hacen ver que los minerales se han reunido y engastado en ellas sin órden determinado, ni apariencias de simetría. A estas rocas, en contraposicion con las primeras, se da el nombre de *rocas compactas* ó *no estratificadas*.

Las que pertenecen á esta clase se componen de minerales cristalinos, y su aspecto es igual al que tomaria una masa de sustancias inorgánicas heterogéneas, que despues de fundidas se hubieran

enfriado lentamente: los elementos químicos que forman estas sustancias se combinan entónces segun sus afinidades recíprocas, resultando de aquí diferentes compuestos que se separan al cristalizar. La materia enfriada ofrece el aspecto de una aglomeracion de cristales diferentes, ligados entre sí de muy diversos modos, y repartidos irregularmente sobre toda la masa. Las rocas naturales no estratificadas se presentan del mismo modo, y por esta analogía suelen llamarse *rocas plutónicas* ó de *orígen ígneo;* pues se admite implícitamente que fueron líquidas en su orígen, y que enfriándose poco á poco pasaron al estado sólido, tomando la apariencia y estructura que hoy conservan.

§ 285. Por el contrario, las rocas estratificadas presentan un aspecto parecido al de los depósitos que se forman actualmente en el fondo de los mares y rios; y la cantidad considerable de restos de animales acuáticos que se descubren en ellas, hace mas palpable esta analogía. Los geólogos admiten, pues, que estas rocas se han formado por depósitos sucesivos en el fondo de las aguas, y por esta causa les dan el nombre de *rocas de sedimento* ó de *rocas neptúnicas.*

Los sedimentos contemporáneos que llenan el fondo de los mares, lagos y rios toman naturalmente la forma de capas horizontales, ó que se separan muy poco de esta direccion, siendo evidente que las capas inferiores han sido las primeras que las aguas han depositado. Lo propio debe haber sucedido á las rocas de sedimento que se hallan en la superficie del globo; por manera que el órden de sobreposicion que se observe en estas rocas, dará un indicio seguro de las épocas en que se formaron, y nos permitirá establecer una *escala cronológica* de su formacion.

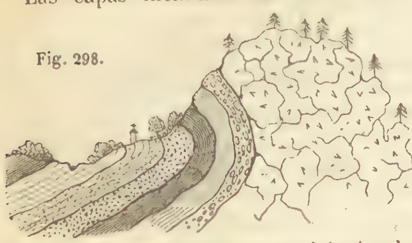
En los países llanos las rocas estratificadas son próximamente horizontales (fig. 296); al paso que en los montañosos se presen-

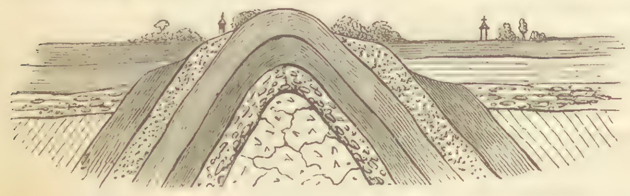

Fig. 296. Fig. 297.

tan por lo regular en capas muy inclinadas (fig. 297), que afectan con frecuencia una direccion vertical, y aun á veces rebasan

este límite, inclinándose en sentido contrario, como en la figura 298.

Las capas inclinadas se hallan con frecuencia cubiertas de capas horizontales, cuya estratificacion es por consiguiente distinta de la que siguen las primeras. Se dice entónces que estas segundas capas guardan con las primeras *estratificacion discordante* (fig. 299). Es evidente que en el intérvalo que separó los depósitos de estos dos órdenes de capas, debieron acaecer en la superficie


Fig. 298.


Fig. 299.

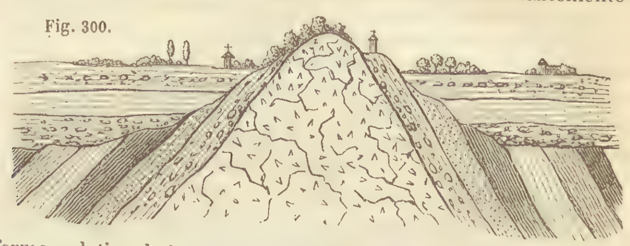
del globo grandes trastornos, que alteraron notablemente el relieve primitivo. Un estudio detenido sobre la constitucion de nuestro globo ha hecho ver que este levantamiento de las capas era siempre debido á la erupcion ó salida de una masa mas ó menos considerable de rocas ígneas. Esta masa ha podido á veces abrirse paso hasta la superficie del terreno, pero ha impelido delante de sí las rocas estratificadas, alterando su direccion y encorvándolas como representa la figura 299. Otras veces la roca no estratificada encontró salida por entre las rocas de sedimento, y vino á formar la arista culminante de una cordillera de montañas, cuyas faldas quedaron cubiertas por las capas sedimentarias, que debieron naturalmente adaptarse á las nuevas pendientes (fig. 300).

Pero las rocas ígneas, en los puntos por donde brotaron del seno de la tierra, no solo pudieron alterar la direccion de las rocas estratificadas, sino trasformar completamente su estructura, vitrificando su masa como si hubiesen fundido los materiales que las compusieran, ó por lo menos los hubieran reblandecido lo suficiente para dar lugar á que sus moléculas se agregaran en forma

de cristales. Las rocas modificadas de este modo reciben el nombre de *metamórficas*.

El levantamiento de las rocas ha debido cambiar notablemente la

Fig. 300.



forma relativa de los continentes y mares que á la sazon existian: pudo ademas ocasionar variaciones de direccion en las corrientes marinas que trasportaban las materias de sedimento; y por esto las nuevas capas que se han depositado horizontalmente sobre las antiguas mas ó menos desviadas de su posicion natural, se hallan compuestas de materiales de muy distinta naturaleza.

La inclinacion que han recibido las antiguas capas, aunque muy marcada en las inmediaciones de los puntos por donde salió la materia ígnea, va siendo menos sensible en las regiones mas apartadas; de manera que á una distancia algo considerable, las mismas rocas pueden haber quedado horizontales, y presentar por consiguiente una estratificacion concordante con las capas mas recientes.

Un cambio repentino en la composicion y naturaleza de dos capas sobrepuestas, aun en estratificacion concordante, ha debido coincidir con alguno de los trastornos sobrevenidos á la superficie del globo, y que ha cambiado la direccion de las corrientes marinas. Pero este trastorno ha podido verificarse á una distancia demasiado grande del punto en que se observan estas capas, para ejercer influencia sobre su direccion.

Se concibe igualmente que en las localidades sumergidas, y tras



Fig. 301.

una época en que las aguas conservaron un estado de reposo su-

circunstancia da mucha probabilidad á la hipótesis de la fusion primitiva del globo, debida á una temperatura excesivamente elevada; temperatura que ha ido disminuyendo progresivamente por la radiacion del calor hácia los espacios celestes. El enfriamiento de la tierra no ha podido menos de ser mas rápido en la superficie que en el interior; y en un instante cualquiera las diversas capas solidificadas han presentado temperaturas decrecientes desde el centro á la circunferencia. Si nuestra hipótesis es exacta, esta circunstancia debe presentarse aun en el dia; y con efecto, las observaciones que se han hecho hasta ahora en las minas y en la perforacion de los pozos artesianos, han demostrado que á cierta profundidad, la temperatura permanece constante durante todo el año, sin que sea afectada sensiblemente por el cambio de estaciones, y que aumenta con la profundidad de un modo uniforme desde la capa que presenta la temperatura anual invariable. Se ha encontrado por observaciones precisas, hechas con este objeto, que el aumento de temperatura es poco mas ó menos 1° centígrado por cada 30 metros. Ahora bien, si suponemos que este incremento de temperatura continúa del mismo modo debajo de las capas inaccesibles á nuestros medios de observacion, se hallará que la temperatura debe ser de 1000° á una profundidad de 30 000 metros, y de 2000° á la de 60 000 metros; y como el radio terrestre medio es de 6 366 200 metros de longitud, se ve que á una profundidad que no llega á ser $\frac{1}{100}$ parte del radio terrestre, debe encontrarse una temperatura de 2000°: temperatura que bastaria seguramente para mantener en completa fusion todas las sustancias que forman la corteza superficial del globo. Permaneciendo líquida la masa interior, ha debido establecerse en ella equilibrio de temperatura. No daremos á los números que acabamos de indicar mas valor del que en realidad merecen, pues probablemente no son mas que aproximados; pero bastan sin embargo para dar gran probabilidad á la hipótesis que hemos emitido.

Miéntras la superficie de nuestro globo conservó una temperatura muy elevada, el agua de los mares y una parte de las sustancias que entran en la constitucion de los terrenos secundarios, existian en la atmósfera bajo la forma gaseosa. Mas cuando esta superficie fué enfriándose lo suficiente para que el agua de la atmósfera pudiera precipitarse y permanecer en estado líquido, se formaron mares, cuyas aguas agitadas violentamente socavaron y destrozaron las rocas, arrastrando sus detritus á distancias mas ó menos considerables, para depositarlos, bajo la forma de rocas estratificadas, en las regiones donde fué menor la fuerza de las corrientes.

Este es el orígen de las primeras rocas estratificadas, que no han podido menos de sobreponerse en capas sensiblemente horizontales.

Continuando el enfriamiento y por consiguiente la contraccion del globo, la costra sólida exterior, formada miéntras la masa total ocupaba un volúmen mas considerable, comprimia mas y mas la materia líquida del interior, y no pudiendo resistir igualmente en todos sus puntos, debió ceder y abrirse por aquellos en que la resistencia era menor. La materia candente salió del seno de la tierra por entre estas hendiduras y grietas, impeliendo delante de sí las rocas sedimentarias preexistentes, y formando masas elevadas que constituyen hoy dia el relieve del globo, ó sean las cordilleras de montañas. Las faldas de estas se hallan cubiertas por las capas sedimentarias que fueron levantadas; y frecuentemente la masa líquida ó pastosa del interior se ha abierto paso en direccion de sus aristas y cimas. Si las faldas de estas cordilleras se han encontrado todavía debajo de las aguas, se habrán formado nuevos depósitos sedimentarios, cuyas capas horizontales ahora no serán paralelas á las que se habian depositado anteriormente, á lo menos en aquellos parajes donde estas últimas fueron levantadas. Habrá, pues, en estos diversos puntos, discordancia de estratificacion entre los dos sistemas de capas.

Despues del depósito de estas nuevas capas, se han producido en la costra del globo nuevos hendimientos, y por lo regular en una direccion distinta de la primera; los dos sistemas anteriores de capas han sido consiguientemente levantados segun direcciones diferentes de las primitivas; y, si otras capas se han sobrepuesto á las antiguas, encontraremos todavía una estratificacion discordante en las inmediaciones de los nuevos levantamientos.

Ignoramos cómo han podido desarrollarse en la superficie del globo los animales y vegetales, pero es evidente que no pudieron existir sobre la tierra séres vivientes, hasta que la temperatura de su superficie hubo disminuido suficientemente; no debiendo por tanto sorprendernos de no encontrar sus despojos y huellas en los primeros depósitos sedimentarios. Estos vestigios no aparecen sino en épocas mas posteriores. Se concibe igualmente que por los grandes trastornos sobrevenidos en la superficie del globo, á consecuencia del levantamiento de una ó muchas cordilleras de montañas, han debido desaparecer casi instantáneamente los séres que en ella existian, ocultándose sus despojos en el seno de los depósitos sedimentarios. El equilibrio se restableció con el trascurso del tiempo, y un período de calma hubo de suceder á todas estas catástrofes; la vida animó otra vez la naturaleza, pero

bajo distintas influencias; nuevas especies poblaron los continentes y mares, y otros sedimentos fueron cubriendo las nuevas faldas, costas y riberas. A este período tranquilo siguieron otras perturbaciones, á las que sucedió á su vez otro período de calma. Mas á medida que las nuevas especies de animales y vegetales reemplazaban á las que habian desaparecido por estas grandes revoluciones, sus formas se fueron modificando, su organizacion se desarrolló y prefeccionó; y la creacion, generalmente sencilla en su estructura, que nos dejó sus restos é impresiones en las rocas mas antiguas, fué paso á paso remontándose hasta el hombre, cuyos despojos no se encuentran en ninguna capa de sedimento propiamente dicha, y que colocado sobre la faz de la tierra en la época reciente en que todo se hallaba ya casi en el mismo estado que lo vemos actualmente, parece no hubo de ser testigo sino de revoluciones locales mas limitadas, cuyas señales percibimos todavía en la superficie del globo, atestiguando sus pasados efectos y legándonos su recuerdo los anales de todos los pueblos.

§ 289. Los geólogos dan el nombre de *roca* á toda aglomeracion de materias minerales, ya sea dura y consistente como los granitos, areniscas, calizas, etc., ó ya incoherente como las arenas. Llaman *terreno* á todo sistema de rocas subrepuestas, en que reconocen cierta analogía de formacion, y aplican principalmente dicho nombre á la reunion de rocas que constituye una de sus grandes subdivisiones geológicas.

Se dividieron desde luego las diversas rocas que componen la corteza mineral del globo, en dos grandes clases ó terrenos: *terreno primitivo* y *terreno secundario*. El terreno primitivo estaba formado por las rocas no estratificadas; el secundario comprendia todas las rocas de sedimento. Se trató en seguida de establecer subdivisiones entre estas rocas de sedimento, distinguiendo sus terrenos: en *terreno de transicion*, en *terreno secundario propiamente dicho* y en *terreno terciario*. Se ha dado el nombre de *rocas de transicion* á las capas estratificadas inferiores que suelen contener todavía minerales cristalinos; se han denominado *rocas terciarias* las capas estratificadas mas modernas, y se ha conservado el nombre de *rocas secundarias* á las capas intermedias. Pero no hallándose definidos por ningun carácter preciso los límites que separan estos diferentes terrenos, cada cual los ha fijado á su arbitrio, resultando de ello gran confusion.

En el dia los geólogos dividen las capas estratificadàs en cierto número de grupos, cuyas formaciones se distinguen entre sí por los levantamientos sucesivos que han dado orígen á nuestras principales

cordilleras de montañas, y que se diferencian unos de otros en la estratificacion discordante que á su proximidad presentan las capas estratificadas. De este modo se han formado 14 grupos de capas, que mas adelante indicaremos.

Principales especies de rocas.

§ 290. Las rocas primitivas están formadas por la aglomeracion de diferentes minerales cristalizados, entre los cuales son los mas abundantes el cuarzo, feldspato, mica, amfibol, piróxena y peridoto. El cuarzo es el ácido silícico: el feldspato es un mineral compuesto de silicatos de alúmina, de cal, de potasa ó sosa: la mica está formada de silicatos de alúmina, potasa, cal y óxido de hierro. Al amfibol, piróxena y peridoto los constituyen silicatos de alúmina, cal y protóxido de hierro.

El *granito*, que compone la mayor parte del terreno primitivo, se halla formado por la aglomeracion de tres minerales: feldspato, mica y cuarzo. Presenta diferentes matices, debidos á la presencia de una corta cantidad de óxido de hierro ó manganeso, que entra como materia colorante. Las proporciones relativas de los tres minerales son variables segun la especie de granito. Si predomina mucho el feldspato, la roca toma el nombre de *granito porfidoidal* ó *aporfidado.*

Los *pórfidos* son granitos en que no entran ni el cuarzo ni la mica; y están compuestos de una pasta feldspática, en la cual se han formado y aglutinado cristales de feldspato.

Las láminas de mica diseminadas en el granito se hallan dispuestas algunas veces paralelamente á un mismo plano, y dan á la roca un aspecto esquistoso y listado, tomando entónces el nombre de *gneis.*

Las *traquitas* son productos volcánicos de una época antigua, con apariencia escoriforme y ampollosa, como si hubiesen quedado á medio fundir ó en el estado de frita; y han salido con frecuencia del seno de la tierra en estado pastoso, formando montañas redondeadas. Otras veces, se han esparcido sobre un suelo horizontal, constituyendo lechos de bastante espesor. La pasta de las traquitas es de feldspato, y contiene cristales de esta sustancia, que frecuentemente han tomado grande incremento, y presentan facetas cristalinas perfectamente limpias y acabadas.

Los *basaltos* son tambien rocas eruptivas, pero mas modernas que las traquitas. Se componen de piróxena (silicato de cal, de magnésia y hierro) y de labradorita (especie de feldspato con base de

alúmina, de cal y sosa). Sus cristales son tan ténues que apénas se distinguen, lo cual da á la roca una apariencia compacta. Algunas veces el basalto se ha abierto paso por entre las capas de sedimento, y se ha extendido sobre su superficie constituyendo un lecho horizontal. Se ve un ejemplo en la figura 303, que representa el

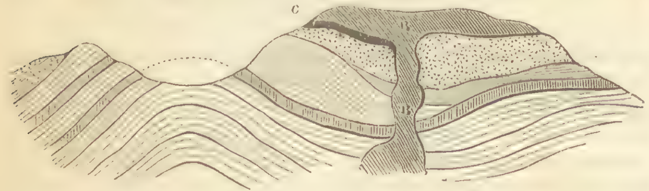


Fig. 303.

corte del monte Meisner en el Hesse. El basalto despues de atravesar las capas secundarias, en forma de una columna BB casi vertical, se ha derramado sobre la cima de esta montaña. Las rocas secundarias han quedado modificadas profundamente en el contacto ó proximidad del basalto. Así en la capa *c*, formada por un combustible terciario, la *lignita*, este combustible se ha convertido en cok en la parte inmediata al basalto.

Los basaltos forman ordinariamente prismas adheridos unos á



Fig. 304.

otros, que constituyen columnas gigantescas, y presentan cierta apa-

riencia de regularidad. Esta circunstancia es debida al hendimiento que la masa ha sufrido al tiempo de enfriarse. La disposicion en columnas prismáticas da un aspecto particular á los basaltos que han salido hasta la superficie del terreno. La figura 304 representa las columnas basálticas de la célebre gruta de Fingal en la isla de Staffa, hácia el norte de Escocia.

Se da el nombre de *lavas* á las materias minerales líquidas que arrojadas por nuestros volcanes actuales, caen y se extienden en capas sobre sus faldas y laderas.

Se llaman *esquistos* las rocas que presentan una textura hojosa, análoga á la de las pizarras.

Se conocen con el nombre de *pudingas* las rocas formadas por una aglomeracion de cantos rodados, reunidos por una pasta ó glúten siliceoso. Estas rocas son á veces muy duras y consistentes.

Las *arenas* son pequeños granos de cuarzo desagregados.

Cuando á los granos de arena los reúne y aglutina una pasta cuarzosa, la roca que resulta toma el nombre de *arenisca*. Las areniscas son por lo regular incoloras, pero á veces presentan colores grises y rojos, debidos á la presencia de ciertos óxidos metálicos.

Las *rocas calizas* se componen esencialmente de carbonato de cal, ofreciendo aspectos muy variados segun el estado de aglomeracion de la materia. El carbonato de cal se halla cristalizado con mas ó menos regularidad y trasparencia en el mármol; otras veces, compacto y frecuentemente muy duro, como en la caliza jurásica, y por último, la creta lo presenta deleznable ó muy poco agregado.

Las *arcillas* están formadas principalmente de silicato de alúmina, aunque contienen casi siempre una corta cantidad de silicato de potasa. El carácter principal que las distingue es el de ser impermeables al agua, formando pasta con este líquido; y por esta razon las aguas que han atravesado las rocas superiores se detienen y rebalsan sobre la superficie de las arcillas, formando capas líquidas considerables.

Con las arcillas suele mezclarse en proporcion muy notable el carbonato de cal, constituyendo entónces lo que llamamos *margas*.

El *sulfato de cal anhidro*, ó *anhidrita*, y el *sulfato de cal hidratado*, ó *yeso*, suelen formar verdaderas capas en los terrenos secundarios, y otras veces constituyen masas de forma lenticular muy achatadas, interpuestas en otras rocas.

§ 291. Las rocas secundarias deben su orígen á la descomposicion de los terrenos primitivos, que desagregados enteramente han sido arrastrados y depositados por las aguas. Pero como las sustan-

cias que los componian han experimentado por su parte alteraciones profundas, debidas á las reacciones químicas que se han producido en medio de las mismas aguas que las trasportaban, ó en presencia del aire atmosférico, han debido resultar rocas muy distintas de las primitivas. De este modo se ha convertido el feldspato en arcilla y en sales alcalinas, la mica ha producido arcillas y sales de cal, y el cuarzo ha dado arenas y areniscas. La presencia de séres organizados, animales y vegetales, no ha podido menos de ejercer grande influencia en estas metamórfosis químicas. El carbono que encontramos en los combustibles minerales existia probablemente en nuestra atmósfera, formando ácido carbónico : los vegetales le han descompuesto, como lo están haciendo actualmente, apropiándose el carbono y dejando libre al oxígeno ; los animales se han asimilado tambien las sales calcáreas, trasformándolas principalmente en carbonato de cal. Es muy probable que este sea el orígen de las capas calizas, tan profusamente repartidas en todos los terrenos, que han sido formadas por detritus, con frecuencia en completa disgregacion, procedentes de las conchas ó cubiertas de los testáceos. Otras veces las conchas, que se han amontonado en grandes masas para constituir ciertas rocas calizas, han conservado sus formas primitivas, pudiendo aun al presente determinarse sus especies con perfecta precision.

Se ha observado modernamente que muchas rocas silíceas son constituidas por la cubierta silícea de ciertos insectos microscópicos.

Division geológica de los terrenos.

§ 292. El cuadro siguiente presenta la serie de las divisiones de los terrenos, admitidas hoy en dia por los geólogos, con la indicacion de las principales rocas que los componen y del sistema de levantamiento que los caracteriza. Las formaciones van colocadas en órden descendente, es decir, principiando por las mas modernas.

1er GRUPO. — **Formacion contemporánea.**

TERRENO DE FORMACION RECIENTE	Terrenos de aluvion ó de acarreo que se forman en los valles de los rios, en las vertientes y cañadas. Volcanes modernos, apagados y en actividad. Los grandes volcanes de los Andes han sido levantados en este período.

TERRENO TERCIARIO.

2° GRUPO. — **Terreno terciario superior.**

Sistema de la cordillera principal de los Alpes...	Capas de arena y aluviones antiguos, toba con huesos ú osamentas fósiles. Las erupciones de traquitas y basaltos corresponden en su mayor parte á esta época.

3er GRUPO. — **Terreno terciario medio.**

Sistema de los Alpes occidentales..............	Caliza de agua dulce con asperones y frecuentemente con lignitas. Arenisca de Fontainebleau.

4° GRUPO. — **Terreno terciario inferior.**

Sistema de las islas de Córcega y Cerdeña........	Margas yesosas y osamentas de mamíferos. Caliza basta. Arcilla plástica con lignitas.

TERRENO SECUNDARIO.

5° GRUPO. — **Terreno cretáceo superior.**

Sistema de las cordilleras de los Pirineos y Apeninos.	Bancos de caliza, llamada *creta,* con interposicion de capas de silex.

6° GRUPO. — **Terreno cretáceo inferior.**

Sistema del monte Viso...	Creta tobosa de la Turena. Arenisca por lo regular verdosa, que por esto ha recibido el nombre de *arenisca verde.* Arenas ferruginosas.

7° GRUPO. — **Terreno jurásico.**

Sistema de la Côte-d'Or (Francia)............	Capas calizas mas ó menos compactas y margosas, que alternan con capas de arcilla. Se dividen en muchos pisos : los superiores llevan el nombre de *caliza oolítica,* y el piso inferior se llama *lias.* Arenisca inferior al lias.

TERRENO SECUNDARIO.

8º GRUPO. — **Terreno de Trias.**

Sistema de Thuringerwald (Alemania)...........	Margas de colores variados, llamadas *margas irisadas*, que suelen contener montones de yeso y de sal gemma. Arenisca muy conchífera, conocida con el nombre de *muschelkalk*. Arenisca de colores variados, que se llama *arenisca abigarrada*.

9º GRUPO. — **Terreno de arenisca de los Vosgos.**

Sistema del Rhin........	Pudingas y areniscas.

10º GRUPO. — **Terreno peneano.**

Sistema de los Países Bajos y del país de Gales.....	Bancos de caliza mezclada con esquisto, llamado *zechstein*. Bancos de pudinga y arenisca llamada *arenisca nueva roja*.

TERRENO DE TRANSICION.

11º GRUPO. — **Terreno carbonífero.**

Sistema del norte de Inglaterra................	Areniscas, esquistos con capas de ulla y de hierro carbonatado. Caliza carbonífera, ó caliza azul, con capas de ulla.

12º GRUPO. — **Terreno devoniano.**

Sistema de los montes de los Vosgos, llamados ballons por sus formas redondeadas, y de las colinas del Bocage en la Normandía baja.................	Grandes capas de arenisca, que llaman *arenisca roja antigua*, con interposicion de capas de antracita.

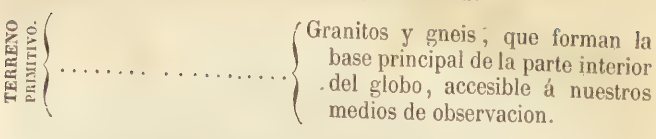
13º GRUPO. — **Terreno siluriano.**

....	Caliza, esquisto pizarroso, arenisca de grano grueso, que llaman *grauwacka*.

14º GRUPO. — **Terreno cambriano.**

Sistema del Westmoreland y del Hundsruck en Escocia................	Caliza compacta y esquisto arcilloso. La textura de estas rocas es por lo regular cristalina.

15º GRUPO. — **Rocas primitivas.**



TERRENO PRIMITIVO. .... Granitos y gneis, que forman la base principal de la parte interior del globo, accesible á nuestros medios de observacion.

Filones y masas irregulares.

§ 293. Hemos visto que el enfriamiento sucesivo del globo ha producido en su superficie solidificada grandes aberturas por donde ha salido la materia ígnea, pero en otros casos solo ha ocasionado pequeñas grietas, que han sido insuficientes para dar libre paso á la masa flúida interior. Las capas de las rocas preexistentes han quedado solamente hendidas en diferentes sentidos, y estas hendiduras se han rellenado posteriormente de materias muy diversas, ya en estado de vapores emanados del seno de la tierra, ya acarreadas por las aguas, procedentes de la superficie ó del interior, que las mantenian en suspension ó disueltas.

Estas grietas rellenas han recibido el nombre de *filones*, y suele dárseles el de *vetas* cuando son mas pequeñas y delgadas. Los filones se componen ordinariamente de materias terrosas: carbonato de cal, sulfato de barita y cuarzo, ofreciendo en este caso poco interés. Pero sucede tambien con mucha frecuencia el hallarlos formados de sustancias metalíferas, y adquieren entónces grande importancia. Los filones metalíferos se encuentran generalmente en los terrenos primitivos, ó en los estratificados mas antiguos, y los principales de los que se han explotado hasta ahora se hallan en terrenos de transicion.

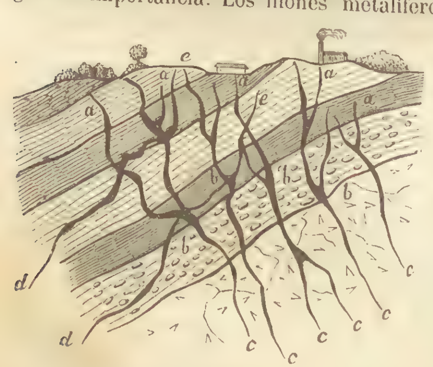


Fig. 305.

Raras veces se encuentra un filon aislado, y por lo regular se presentan muchos en una misma localidad, próximamente paralelos entre sí. La figura 305 representa el corte trasversal de un sistema de filones. La semejanza

ta con un bruñidor, es decir con un cuerpo duro y bien pulimentado.

§ 299. *Color de los metales.* — El color ordinario de los metales es el gris mas ó menos subido, mayormente cuando son pulverulentos; pero se vuelven mas blancos cuando están agregados y presentan cierto pulimento. En algunos, el color es muy marcado; por ejemplo, el cobre y titano son rojos, y el oro es amarillo. Las aleaciones formadas de metales blancos ó grises presentan estos mismos colores. Aquellas en cuya composicion entra un metal de color, toman una tinta que tira á la de este metal, cuando se halla en proporciones considerables; y así la aleacion formada de $\frac{2}{3}$ de cobre y $\frac{1}{3}$ de zinc, ó sea laton, presenta un hermoso color amarillo; la aleacion de 90 de cobre y 10 de estaño, el bronce, tiene tambien una tinta amarilla. El metal de los espejos y telescopios, compuesto de 67 partes de cobre y 33 de estaño, es sensiblemente blanco.

Los metales blancos reflejan los diversos rayos simples del espectro, siendo las proporciones de los rayos reflejados iguales con corta diferencia á las que guardan los primitivos para componer la luz blanca. Sin embargo, como estas proporciones solo son constantes para la luz blanca, y varían con la incidencia de los rayos luminosos, dichos metales no son realmente blancos, y tienen una tinta particular, que puede reconocerse por medio de experimentos delicados.

Los metales coloreados reflejan ciertos rayos simples del espectro mas abundantemente que lo verifican los demas metales, y las proporciones de los rayos simples reflejados varían con el ángulo de incidencia de la luz; resultando de esto que los matices de dichos metales cambian segun se les mire mas ó menos oblicuamente.

Los metales reflejan en la misma proporcion los diversos rayos simples que caen sobre su superficie bajo muy pequeñas incidencias, de suerte que todos parecen blancos cuando las incidencias son paralelas ó rasantes á esta superficie; pero como su poder reflejante respecto de los diferentes rayos simples varía progresivamente á proporcion que aumenta el ángulo de incidencia, irán adquiriendo en este caso colores sensibles. Es evidente que esta coloracion será mucho mas distinta, si el rayo luminoso en vez de una sola reflexion hubiese experimentado muchas, pues los metales que ordinariamente parecen incoloros, toman entónces un color muy perceptible. Para hacer este experimento, bastará colocar dos espejos formados del metal que se considera, enfrente uno de otro, y observar un rayo de luz que se haya reflejado sucesivas y repetidas veces sobre sus superficies bajo un ángulo próximo á 90°.

Despues de una sola reflexion normal, el cobre presenta un color rojo anaranjado, pero los $\frac{9}{10}$ de la luz reflejada forman luz blanca,

de manera que la tinta aparece muy degradada. Si el número de reflexiones sucesivas aumenta hasta 10, el color del cobre es de un hermoso rojo intenso, que solo está ya mezclado con $\frac{2}{10}$ de luz blanca.

El bronce de las campanas tiene una tinta amarilla anaranjada poco intensa, y despues de 10 reflexiones sucesivas, la luz es de un rojo subido, y no contiene mas que $\frac{2}{10}$ de luz blanca.

La luz reflejada una sola vez sobre la superficie del laton pulimentado, presenta un color amarillo muy perceptible; pero despues de 10 reflexiones sucesivas este color es anaranjado, aunque se halla mezclado con $\frac{6}{10}$ de luz blanca.

La plata parece de un color blanco perfecto cuando la luz ha sido reflejada una sola vez sobre su superficie; pero si ha experimentado 10 reflexiones, toma una tinta roja marcada, aunque débil; porque está mezclada con $\frac{9}{10}$ de luz blanca: su color se acerca mucho en este caso al que presenta el bronce de campanas despues de una sola reflexion normal.

El zinc es blanco despues de una reflexion, y toma una tinta azul índigo cuando la luz ha sufrido 10 reflexiones. Esta tinta es sin embargo débil, porque encierra siempre $\frac{8}{10}$ de luz blanca.

El acero presenta despues de 10 reflexiones un matiz violado poco intenso, por estar mezclado con 0,97 de luz blanca.

El metal de los espejos, blanco despues de una sola reflexion, adquiere una tinta roja muy aparente por 10 reflexiones.

Es importante conocer las modificaciones que la luz experimenta en su tinta al reflejarse repetidas veces sobre la superficie de los metales, porque dan razon de los diversos matices que ofrece el interior de un vaso pulimentado y algo profundo.

La tinta que adquiere la luz blanca cuando se refleja muchas veces sobre la superficie de los metales pulimentados, nos permite tambien apreciar con bastante exactitud el color que presentarian, vistos por refraccion ó trasmision, si pudiera reducírseles á láminas bastante delgadas para hacerlos trasparentes. Este color será por necesidad complementario del que predomine en la luz blanca, cuando esta se ha reflejado muchísimas veces sobre su superficie. Así la luz reflejada 10 veces sobre el oro pulimentado presenta un hermoso color rojo. El color complementario del rojo es el verde; y esta última tinta es en efecto la que posee el oro reducido á panes muy delgados y visto por trasmision.

§ 300. *Cristalizacion de los metales.* — Todos los metales son susceptibles de cristalizar, mas no es siempre fácil colocarlos en condiciones tales que les permitan tomar formas regulares.

Los metales que existen nativos en la naturaleza suelen hallarse

perfectamente cristalizados; en este estado se encuentran con frecuencia el oro, la plata y el cobre.

Algunos cristalizan cuando se enfrían lentamente despues de fundidos, y pueden ponerse á descubierto sus cristales por el procedimiento que hemos descrito (§ 130) para el azufre. El bismuto da de este modo cristales muy regulares. El antimonio, plomo y estaño cristalizan tambien por este medio, aunque mas difícilmente.

La cristalizacion del metal se verifica algunas veces en medio de una masa sólida, cuando esta se ha encontrado sometida mucho tiempo á una temperatura elevada. Se forman de este modo cristales, que pueden reconocerse, en el interior de las grandes masas de hierro, empleadas en la construccion de nuestros hornos metalúrgicos.

Un crecido número de metales cristalizan cuando se determina su precipitacion lenta del líquido que los tiene disueltos, principalmente bajo la influencia de fuerzas electro-químicas débiles. Si, por ejemplo, se sumergen en una disolucion de sulfato de cobre dos láminas de este metal que comuniquen con los polos de la pila, la lámina del polo negativo se cubre de cristales de cobre metálico, al paso que la del polo positivo se va disolviendo poco á poco. Los cristales son á veces tan pequeños que solo se distinguen con el microscópio; y otras, toman un incremento mas considerable.

La estructura cristalina de los metales influye mucho en su tenacidad; y aquellos en que es muy perceptible presentan de ordinario una tenacidad muy débil, y con frecuencia son quebradizos.

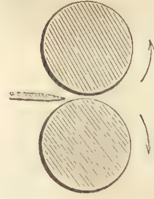
Casi todos los metales que se han enfriado lentamente despues de su fusion, presentan en su interior ó en su superficie indicios de cristalizacion, pero su estructura se modifica mucho por el trabajo á que se les somete. Cuando se les bate á martillo, ó se les reduce á láminas, se dan á las moléculas posiciones forzadas, alterándose sus propiedades físicas de un modo notable y con frecuencia ventajoso para sus aplicaciones técnicas.

La forma cristalina que mas ordinariamente presentan los metales es el octaedro regular ó el cubo; sin embargo, el antimonio cristaliza en romboedros. Procuraremos indicar la forma cristalina de cada metal al describir sus propiedades.

§ 301. *Maleabilidad y ductilidad.* — Cuando se someten los metales al choque del martillo, se observa que unos se aplastan en láminas, y otros se quebrantan ó reducen á fragmentos: los primeros se llaman *metales maleables*, y los segundos *metales quebradizos*. Se reducen los metales á láminas ya batiéndolos á martillo, ya pasándolos por el *laminador*.

El laminador consiste en dos cilindros metálicos, colocados ho-

rizontalmente uno encima de otro, que giran con una misma velocidad y en las direcciones indicadas por las flechas de la figura 309.


Fig. 309.

La distancia entre los cilindros puede ser variable, pero fijada una vez conviene conservarla; siendo evidente que debe ser siempre menor que el grueso de la lámina que ha de pasar por ellos. Se presenta esta al claro que media entre los cilindros, despues de adelgazarla por uno de sus bordes, para poderla introducir fácilmente. La lámina ajustada entre los cilindros sigue forzosamente el movimiento de estos, y se extiende por igual, conservando el espesor que le determina el espacio que queda entre ellos. Se la pasa despues por otros cilindros, cuya separacion es menor que la de los primeros; y continuando así se obtienen láminas mas y mas delgadas.

Algunos metales pueden estirarse y adelgazarse en frio, y otros requieren para ello una temperatura elevada.

El metal experimenta durante el adelgazamiento forzado de la lámina un cambio notable en su disposicion molecular, cambio que suele alterar mucho sus propiedades físicas y sobre todo su maleabilidad: se vuelve mas duro y quebradizo, y si continuase la accion del laminador, las hojas se hendirian y rasgarian infaliblemente. Se dice en este caso que el metal se *ha batido*. Se le devuelve su ductilidad primitiva, calentándole hasta el rojo y dejándole enfriar lentamente: esta operacion se llama *recocido* del metal. Las moléculas, bajo la influencia del calor, toman sus posiciones respectivas normales, y el metal puede someterse de nuevo á la accion del laminador.

No ha podido reconocerse la maleabilidad sino en los metales que se obtienen agregados y puros; porque la presencia de ciertas materias extrañas, aun en proporciones muy débiles, altera considerablemente dicha propiedad.

Los metales conocidos por maleables y ductiles son los siguientes:

Plata,
Cadmio,
Cobalto,
Cobre,
Estaño,
Hierro,
Mercurio,
Niquel,
Oro,
Paladio,
Platino,
Plomo,
Potasio,
Sodio,
Zinc.

El oro y la plata son metales muy maleables; y para convencerse de ello no hay mas que observar las láminas excesivamente delgadas, ó sean panes de oro, que obtiene el batidor. Tanta es la delgadez de estas hojas, que seria necesario sobreponer mas de diez mil para formar el espesor de un milímetro.

§ 302. *Propiedad de los metales de pasar por la hilera.* — Ciertos metales pueden ser reducidos á hilos muy finos, y precisamente los metales maleables son los que presentan esta propiedad, si bien deben poseer todavía cierta *tenacidad*, para poder resistir, sin romperse, al esfuerzo de la *traccion* que se necesita para estirarlos en hilos.

La hilera consiste en una plancha gruesa de acero, con varios agujeros circulares, cuyo diámetro va disminuyendo. Los bordes de estos agujeros se han desbastado y alisado. Se da á la varilla metálica que se quiera estirar, un diámetro algo mayor que el del agujero mas ancho, ó sea el agujero nº 1 de la hilera. Una de sus extremidades ha sido adelgazada en punta, para poderla pasar por dicho agujero : se agarra esta extremidad con unos alicates y se tira con fuerza para hacer pasar por el agujero la varilla entera, que sale alargada y adelgazada. Se la pasa sucesivamente por los agujeros nᵒˢ 2, 3, 4, cuyos diámetros van en diminucion.

Los metales se ponen *agrios* durante esta operacion, como en el laminador, y es necesario de cuando en cuando recocerlos, para devolverles su ductilidad primitiva.

Los metales muy puros y ciertas aleaciones pueden estirarse de este modo en hilos sumamente finos. No es posible sin embargo obtener con ellos hilos de extremada delgadez, y á cierto grado de adelgazamiento ya no presentan la suficiente tenacidad, y se rompen por el esfuerzo que es necesario hacer para pasarlos por la hilera. Pero pueden fabricarse hilos mucho mas finos, apelando á diversos artificios. Como ejemplo de estos, describiremos un procedimiento con el cual se han obtenido hilos de platino tan sutíles como los de una tela de araña.

Se abre en un cilindro de plata, en direccion de su eje, un agujero de uno á dos milímetros de diámetro, por el cual se introduce un hilo de platino que quede ajustado exactamente, y despues se pasa este cilindro por la hilera. Puede obtenerse así, procediendo con el cuidado conveniente, un hilo de plata muy fino, que contenga, en sentido de su eje, otro hilo de platino todavía mas ténue. Se trata este hilo doble por el ácido nítrico debilitado, el cual solo disuelve la cubierta de plata y deja intacto el hilo central de platino.

La lista siguiente contiene los metales colocados segun el órden de su mayor facilidad para pasar :

Por el laminador.	Por la hilera.
1 Oro.	1 Oro.
2 Plata.	2 Plata.
3 Cobre.	3 Platino.
4 Estaño.	4 Hierro.
5 Platino.	5 Niquel.
6 Plomo.	6 Cobre.
7 Zinc.	7 Zinc.
8 Hierro.	8 Estaño.
9 Niquel.	9 Plomo.

Se ve que las dos clases difieren notablemente una de otra.

§ 303. *Tenacidad.* — La tenacidad de los metales es la propiedad que poseen de resistir, sin romperse, á esfuerzos bastante considerables, y varía mucho segun la naturaleza de los metales. Para apreciar la tenacidad se preparan hilos de diferentes metales, que tengan exactamente el mismo diámetro, es decir, que hayan pasado á lo último por un mismo agujero de la hilera. Se fijan estos hilos, iguales tambien en longitud, á un mismo punto, y se suspende á la extremidad libre un platillo, que se va cargando con pesos sucesivamente mayores. Puede ya determinarse con exactitud el peso menor que se necesita para ocasionar la ruptura ; y es claro que podrá tomarse este peso como la medida de la resistencia del metal á la ruptura, ó sea de su *tenacidad*.

Se halla de este modo que los metales poseen tenacidades muy diferentes. La tabla siguiente indica los menores pesos que son necesarios para romper hilos de 2 milímetros de diámetro. No se inscriben en ella mas que los metales maleables, y van colocados segun el órden de sus tenacidades decrecientes :

Hierro.............	250 kil.	Zinc...............	50 kil.
Cobre.............	137	Niquel.............	48
Platino............	125	Estaño.............	16
Plata..............	85	Plomo.............	12
Oro...............	68		

La tenacidad de los metales, una de las propiedades que mas influyen en sus aplicaciones técnicas, suele ser muy variable para cada metal, segun la calidad de este, su estado de pureza y el medio empleado para labrarlo ; y así es que los valores de esta tenacidad

son muy diferentes para un mismo metal, cuando se la experimenta sobre hilos de igual diámetro, aunque de naturaleza distinta.

Si al extremo de un hilo metálico se suspenden pesos cada vez mayores, el hilo sufre alargamientos sensiblemente proporcionales á los pesos que soporta; y suprimiendo uno por uno estos pesos, el hilo volverá á tomar la longitud que tenia en cada una de las cargas precedentes. Esta proposicion no es sin embargo verdadera mas que hasta cierto valor de la carga, desde el cual el hilo conserva ya un alargamiento permanente, despues de haber suprimido los pesos que lo estiraban. Se dice en este caso que ha pasado el límite de su *elasticidad normal*. Esta carga máxima es con frecuencia inferior á la que determina la rotura del hilo. Las barras ó hilos empleados en las construcciones no deben nunca sufrir la carga límite; pues de lo contrario se alterarian prontamente bajo el esfuerzo prolongado de la traccion, y al cabo de algun tiempo se romperian por cargas muy inferiores á las que fácilmente hubieran soportado en los primeros momentos.

§ 304. *Conductibilidad para el calor.* Los metales tienen la propiedad de conducir el calor, aunque en diferente grado, y el estudio de esta propiedad es importante para algunas de sus aplicaciones; por ejemplo, cuando sirven para fabricar calderas ó vasos destinados á evaporar líquidos. La cantidad de líquido que se evapora en un tiempo dado depende necesariamente del poder conductor del metal que forma el vaso; pues á igualdad de espesor, vasos iguales compuestos de metales diferentes, dejan pasar en el mismo tiempo cantidades de calor tanto mayores cuanto mejor conductor sea el metal.

En la siguiente tabla van inscritos los metales segun el órden de su conductibilidad decreciente, y hemos puesto al lado de cada uno los números aproximadamente proporcionales á su poder conductor:

Oro	200	Zinc	73
Plata	195	Estaño	61
Cobre	180	Plomo	36
Hierro	75		

§ 305. *Capacidad para el calor.* — Para calentar hasta un mismo número de grados pesos iguales de diferentes metales, son menester cantidades de calor muy diversas; y así, hallándose representada por 1,000 la cantidad de calor necesaria para calentar desde 0° hasta 100° un kilógramo de agua, la que produciria igual temperatura sobre un kilógramo de diferentes metales, se expresará por los números siguientes:

Hierro	0,1138	Cadmio	0,0567
Niquel	0,1086	Estaño	0,0562
Cobalto	0,1070	Antimonio	0,0508
Zinc	0,0955	Platino	0,0324
Cobre	0,0952	Oro	0,0324
Paladio	0,0593	Plomo	0,0314
Plata	0,0570	Bismuto	0,0308

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS METALES.

§ 306. Vamos á dar algunas nociones sobre la accion que experimentan los metales en contacto con los metaloides, y sobre las propiedades generales de las combinaciones que forman con estos últimos.

Accion del oxígeno sobre los metales.

§ 307. Todos los metales se han obtenido combinados con el oxígeno. Unos, como el potasio y el sodio, se combinan directamente con el oxígeno, aun á las mas bajas temperaturas; otros, como el oro y el platino, tienen con el oxígeno una afinidad tan débil, que no se combinan directamente con este cuerpo en ninguna circunstancia, ni se obtienen sus óxidos sino por medios indirectos. Los primeros retienen el oxígeno á las temperaturas mas elevadas, al paso que los segundos lo pierden fácilmente cuando se calientan sus óxidos.

Puede apreciarse la afinidad de los metales con el oxígeno de muchos modos:

1° Por la accion que tiene sobre ellos el oxígeno gaseoso á diferentes temperaturas;

2° Por la facilidad mas ó menos grande con que se reducen sus óxidos al estado metálico;

3° Por la accion descomponente que ejercen los metales en diversas circunstancias; siendo el agua el óxido sobre el cual se les hace obrar ordinariamente. Ciertos metales descomponen el agua, aun á la temperatura de 0°; otros no lo verifican de un modo notable sino por temperaturas superiores á 50° ó 60°; los hay que requieren para ello una temperatura de 100°; algunos solo tienen accion sobre el vapor de agua al calor rojo, ó á temperaturas mas elevadas; y existen por fin cierto número de ellos que no descomponen el agua á ninguna de las temperaturas realizables hasta el dia en nuestros laboratorios.

4° Por la accion descomponente que los metales ejercen sobre el

agua en presencia de ácidos enérgicos. Un crecido número de metales descomponen el agua en frio y en presencia del ácido sulfúrico ; otros por el contrario no lo verifican en esta circunstancia, aun cuando se aumente la temperatura. Esta propiedad no solo depende de la afinidad, mas ó menos poderosa, que tienen los metales con el oxígeno, sino tambien de la afinidad básica del óxido metálico con el ácido (§ 74)

Se han dividido los metales, bajo este punto de vista, en seis secciones.

Primera seccion. — Metales que tienen la propiedad de absorber el oxígeno á todas las temperaturas, aun á las mas elevadas, y de descomponer el agua, hasta en las temperaturas mas inferiores, produciendo un desprendimiento abundante de gas hidrógeno. Estos son :

Potasio, Sodio, Litio, Bario, Estroncio, Calcio.

Los tres primeros se llaman *metales alcalinos*, y los otros tres reciben el nombre de metales *alcalino-terrosos*.

Segunda seccion. — Metales que absorben el oxígeno á las temperaturas mas elevadas, y cuyos óxidos no se descomponen por el calor solo : estos metales ya no descomponen sensiblemente el agua á temperaturas muy bajas, si bien lo verifican fácilmente cuando estas son superiores á la de 50°. Comprende los siguientes :

Magnesio, Manganeso, Aluminio,

debiéndose probablemente agregar á estos los que siguen, cuya accion descomponente sobre el agua no se ha estudiado todavía con el detenimiento necesario :

Glucinio, Circonio, Itrio, Torio, Cerio, Lantano, Didimo, Erbio, Terbio.

Tercera seccion. — Metales que absorben el oxígeno al calor rojo, cuyos óxidos no se reducen por el calor únicamente, y que no descomponen el agua sino á temperaturas superiores á 100°, aunque inferiores á la del calor rojo. Estos metales descomponen el agua en frio con la presencia de ácidos enérgicos; tales son :

Hierro,
Niquel,
Cobalto,
Cromo,
Vanadio,
Zinc,
Cadmio,
Urano.

La temperatura á que estos metales se combinan con el oxígeno gaseoso, y la que necesitan para descomponer el agua, dependen de su estado de division. El hierro agregado, aun en estado de limaduras, no se combina con el oxígeno seco, á menos que se le caliente hasta el rojo sombrío; al paso que el mismo metal muy dividido, como se obtiene reduciendo los óxidos de hierro por el gas hidrógeno, á una temperatura sumamente baja, se enciende cuando se le proyecta al aire, y por consiguiente se oxida á la temperatura ordinaria. El hierro agregado necesita para descomponer el agua el calor rojo, siendo así que cuando se halla dividido, ó en polvo, la descompone á una temperatura de 200° próximamente.

Cuarta seccion. — Metales que absorben el oxígeno al calor rojo y cuyos óxidos no se descomponen por el calor. Estos metales descomponen fácilmente el vapor de agua al calor rojo, pero ya no lo verifican en presencia de ácidos enérgicos. Esta última circunstancia pende de que dichos metales no forman con el oxígeno mas que bases débiles, y al contrario producen con este mismo cuerpo ácidos poderosos con respecto á las bases enérgicas; así es que la mayor parte de estos metales descomponen el agua en presencia de la potasa con desprendimiento de gas hidrógeno. Corresponden á esta seccion los siguientes:

Tungsteno,
Molibdeno,
Osmio,
Tántalo,
Titano,
Estaño,
Antimonio,

á los cuales se agregarán probablemente:

Niobio,
Ilmenio,
Pelopio.

Quinta seccion. — Metales que absorben el oxígeno al calor rojo, cuyos óxidos no se reducen por el calor; no descomponen el agua hasta temperaturas muy elevadas, y en este caso lo verifican débilmente: tampoco descomponen el agua en presencia de ácidos fuertes, ni de bases poderosas. Estos son:

Cobre,
Plomo,
Bismuto.

Sexta seccion. — Metales cuyos óxidos se reducen por el calor solamente, y que no descomponen el agua en ninguna circunstancia. Tales son:

Mercurio,	Paladio,
Plata,	Platino,
Rodio,	Rutenio,
Iridio,	Oro.

§ 308. Convendrá observar que todos los metales cuyos óxidos se reducen por el calor, pueden descomponer el agua á una temperatura mas ó menos elevada. Esta circunstancia proviene de que el agua misma se descompone en sus dos elementos á una temperatura sumamente elevada. En efecto, si se calienta hasta producir una encandecencia viva, con el soplete de gas oxígeno é hidrógeno, una bolita de platino fija á la extremidad de una varilla del mismo metal, y despues se la sumerge rápidamente en el agua, se ven desprenderse una infinidad de pequeñas burbujas de gas, que están formadas de una mezcla de hidrógeno y oxígeno. El agua ha sido segun esto descompuesta por la accion única del calor, pues no se ha fijado en el metal ninguno de sus principios constituyentes. Igual descomposicion se efectúa cuando se calienta hasta la encandecencia un hilo de platino sumergido en agua, haciendo pasar por él una corriente eléctrica producida por una pila poderosa.

Accion del oxigeno sobre los metales.

§ 309. La combinacion directa de un metal con el oxígeno es una verdadera combustion, que se verifica con desprendimiento de calor. Cuando esta combinacion se efectúa rápidamente, se origina una temperatura bastante elevada para encandecer la materia. La combustion es tanto mas activa cuanto mas dividido se halla el metal, porque presenta entónces mayor superficie á la accion del oxígeno. Si por el contrario el metal se encuentra en masa agregada, y el oxído no se funde á la temperatura en que se produce la oxidacion, la combustion cesa muy pronto, pues el metal queda cubierto de una capa de óxido que le preserva del contacto con el oxígeno. Por esta razon el cobre muy dividido arde fácilmente en el oxígeno y se convierte todo él en óxido, si ha sido calentado de antemano hasta el rojo sombrío; siendo así que una lámina del mismo metal, colocada en iguales circunstancias, queda cubierta únicamente de una capa de óxido. El hierro, calentado hasta el rojo, arde con brillo en el oxígeno, aun cuando se encuentre en forma de alambres bastante gruesos; pues derritiéndose el óxido obtenido, á la temperatura

que se produce durante la combustion, queda siempre descubierta la superficie del metal.

Cuando el metal es volátil, puede tambien quemarse con mucha energía y aun arder con llama, si adquiere la temperatura conveniente. Así el zinc, calentado hasta el rojo en un crisol, arde con una llama blanca muy brillante. En este caso, lo que arde es el vapor de zinc: y como el óxido de zinc es fijo, sus partículas sólidas quedan suspendidas en la llama, se ponen candentes y le dan un gran brillo.

Accion del oxígeno húmedo sobre los metales.

§ 310. Los metales que no se combinan en frio con el oxígeno seco suelen oxidarse pronto, cuando se les expone al aire húmedo. El hierro conserva indefinidamente su superficie brillante en el oxígeno seco, al paso que se altera con prontitud en el aire húmedo, cubriéndose de una capa de ocre, que es un hidrato de sesquióxido de hierro. Otros muchos metales se hallan en el mismo caso; pero en algunos la alteracion solo es superficial, cuando en otros continúa hasta que todo el metal se ha trasformado en óxido. Una barra de hierro, expuesta al aire húmedo, queda destruida completamente por el orin; miéntras una lámina de zinc, en iguales circunstancias, se cubre pronto de una película de óxido, que preserva al metal interior de la alteracion.

La presencia de los vapores ácidos en el aire facilita mucho la oxidacion de los metales. El hierro, que colocado en el gas oxígeno seco ó en el agua privada de aire por ebullicion se conserva indefinidamente sin alterarse, se descompone muy pronto cuando se halla en contacto con el oxígeno y el agua reunidos. En este caso, el metal se encuentra en presencia del oxígeno disuelto en el agua, esto es, en circunstancias que favorecen la combinacion. Ademas, el óxido de hierro tiene con el agua cierta afinidad básica, que facilita aun mas la formacion de este óxido, segun el principio que hemos enunciado (§ 74). Por la misma razon el hierro y el zinc, que solos no descomponen el agua en frio, la descomponen vivamente con la intervencion de los ácidos enérgicos, como si la presencia del ácido aumentase su afinidad con el oxígeno. La existencia de vapores ácidos en el aire facilita mucho la oxidacion del metal, porque avivan su afinidad con el oxígeno, mucho mas de lo que puede hacerlo el agua, que nunca obra sino como un ácido muy débil.

Los metales que tienen la propiedad de formar ciertos óxidos dotados de caractéres ácidos respecto de las bases enérgicas, se oxidan

con mas prontitud al aire, cuando están mojados por una disolucion alcalina, ó colocados en medio de una atmósfera húmeda que encierre vapores de amoniaco.

§ 311. Obsérvase frecuentemente, cuando se ha formado cierta cantidad de óxido en la superficie del metal, que la alteracion sigue despues con mucha mas rapidez, y parece que bajo la influencia del óxido el metal adquiere mayor afinidad con el oxígeno. Esta particularidad, que se observa sobro todo en el hierro, se demuestra claramente por el experimento que sigue:

Si se exponen al aire limaduras de hierro humedecidas; la oxidacion principia lentamente, pero al poco tiempo se acelera y el hierro se enmohece con mucha rapidez, despidiendo el olor fetido que produce el gas hidrógeno cuando se disuelve el hierro ordinario en el ácido sulfúrico debilitado. Despréndese en efecto hidrógeno en cantidad bastante notable para poder recogerlo al cabo de algun tiempo, si el experimento se ejecuta con el cuidado conveniente.

El metal se oxida en los primeros momentos absorbiendo el oxígeno del aire disuelto en el agua que moja las limaduras; pero la capa de óxido que cubre al metal, forma con este un par voltáico en que el hierro es el elemento electropositivo. Este metal aislado es ya electropositivo con respecto al oxígeno; y si ademas forma el elemento de este mismo nombre en una pila, se volverá mucho mas electropositivo que lo es naturalmente, aumentándose su afinidad con el oxígeno. La experiencia demuestra en efecto que esta afinidad puede llegar á ser bastante considerable para descomponer el agua á la temperatura ordinaria.

Si por el contrario se pone en contacto con el hierro un cuerpo que se constituya en elemento electropositivo del par voltáico, el hierro, menos electropositivo que lo era cuando estaba aislado, perderá parte de su afinidad con el oxígeno. El metal se ha hecho menos oxidable, y puede quedar preservado de la oxidacion en circunstancias en que esta hubiera tenido efecto inevitablemente, si se hubiese encontrado aislado. En las artes han sacado partido de esta propiedad para proteger los objetos de hierro contra las alteraciones que ocasiona el contacto del aire. Se cubre este metal de una capa delgada de zinc, que hace de elemento electropositivo en el par que resulta, y preserva al hierro de la oxidacion. Al contrario el zinc se oxida rápidamente, si bien este efecto no se produce mas que en la superficie: la delgada capa del óxido formado constituye un barniz impermeable que protege las capas interiores. El hierro preparado contra la oxidacion por una capa de zinc, se llama *hierro galvanizado*.

Se ha utilizado el mismo principio para precaver la oxidacion de algunos otros metales, por ejemplo, la del cobre que sirve para el forro de los buques; pero se ha visto por desgracia que los mariscos se pegan entónces en mucha mayor cantidad al forro del buque, cuya ligereza debe forzosamente disminuir, por el mayor rozamiento que experimenta contra el líquido.

Accion del azufre sobre los metales.

§ 312. Todos los metales son susceptibles de combinarse directamente con el azufre, cuando se les calienta en union con este metaloide, ó se le hace pasar en forma de vapor sobre el metal calentado.

Algunos, como el cobre, arden en el vapor de azufre con encandecencia. Otros se combinan con el azufre, aun á la temperatura ordinaria, si interviene la presencia del agua. Una mezcla de limaduras de hierro y flores de azufre, humedecida con agua, produce al instante un desprendimiento considerable de calor, debido á la combinacion del hierro con el azufre.

Accion del cloro sobre los metales.

§ 313. El cloro obra sobre los metales aun con mas energía que el oxígeno, transformándolos fácil y completamente en cloruros. Casi todos los metales se combinan con el cloro, aun en frio. Con algunos la combinacion es tan enérgica, que se produce una temperatura sumamente elevada y capaz de encandecer la materia. Muchos metales reducidos á polvo se encienden cuando se les proyecta en un frasco lleno de cloro gaseoso.

Accion del bromo y del iodo sobre los metales.

§ 314. La accion del bromo y del iodo sobre los metales es casi siempre igual á la del cloro; pero las afinidades son mas débiles.

Accion del fósforo sobre los metales.

§ 315. Los metales de la primera seccion se combinan fácilmente con el fósforo, cuando se les calienta en union con este cuerpo; pero los metales de las otras secciones no se alteran en igual caso: el fósforo se volatiliza ántes que la temperatura haya aumentado lo suficiente para producir una reaccion. Algunos metales de la tercera y quinta seccion pueden combinarse con cierta cantidad de fósforo, cuando se les calienta hasta una temperatura elevada en medio del vapor de este metaloide.

Accion del arsénico sobre los metales.

§ 316. El arsénico se combina con los metales mucho mas fácilmente que el fósforo; muchos arseniuros se obtienen directamente calentando una mezcla pulverulenta de metal y arsénico.

Accion del boro, silicio y carbono sobre los metales.

§ 317. Algunos metales son susceptibles de combinarse directamente con el boro, silicio y carbono. Tendremos ocasion de indicar en adelante muchas combinaciones de esta especie.

COMBINACIONES DE LOS METALES ENTRE SÍ, Ó ALEACIONES.

§ 318. Los mas de los metales pueden combinarse entre sí y producir aleaciones dotadas de propiedades metálicas que son comunes á los dos metales combinados. Aleando los metales unos con otros, se crean, por decirlo así, nuevos metales, que gozan de propiedades especiales y son mas á propósito que los metales simples para ciertas necesidades de las artes.

Los metales que se emplean en las artes en estado aislado son:

Hierro,	Plata,
Cobre,	Oro,
Zinc,	Platino,
Plomo,	Mercurio.
Estaño,	

Entre estos, el platino y el hierro son los únicos que se emplean exclusivamente en estado de pureza, utilizándose los otros casi siempre aislados; pero tambien es muy frecuente el alearlos entre sí ó con algunos otros metales, como el antimonio y el bismuto, que jamas se emplean aislados, por ser demasiado quebradizos.

El cobre es un metal muy maleable y se presta fácilmente al trabajo del martillo, pero carece de la dureza necesaria. Aleándole con cierta proporcion de zinc, se hace mucho mas duro, conservando sin embargo la suficiente ductilidad. Esto es lo que sucede con la aleacion formada de $\frac{2}{3}$ de cobre y $\frac{1}{3}$ de zinc, ó sea el *laton*, que tiene un color amarillo agradable, y sirve para infinidad de usos. Pero el laton, formado de este modo, no se deja limar fácilmente, y se pega á la lima, ó como suele decirse *entrapa la lima*. Puede obviarse este inconveniente agregando á la aleacion 2 ó 3 centésimas partes de plomo ó estaño.

§ 319. Para las piezas de artilleria, se necesita un metal que sea

duro sin ser quebradizo, y pueda moldearse y trabajarse á torno. El cobre puro satisface en parte á estas condiciones, pero es demasiado blando, y como la bala ántes de salir del cañon rebota en el ánima de la pieza, forma cavidades que son muy perjudiciales á la precision del tiro. Una aleacion formada de 90 partes de cobre y 10 de estaño ofrece mucha mas dureza, conservando todavía bastante tenacidad : esta aleacion, llamada *bronce*, es la que se emplea para los cañones y muchos objetos de lujo, como estátuas, candelabros, etc. Aumentando la proporcion de estaño, se obtienen aleaciones aun mas duras, pero mucho mas quebradizas. La aleacion de 80 de cobre y 20 de estaño es extremadamente dura y muy sonora, por lo cual se emplea para hacer campanas, címbalos, etc. Cuando entran 67 partes de cobre y 33 de estaño, resulta una aleacion blanca, ligeramente amarilla y susceptible de un hermosísimo bruñido. Empléase en los espejos de telescopio.

Se ve por lo dicho, que aleando dos metales en diferentes proporciones, pueden obtenerse aleaciones que difieren mucho entre sí por sus propiedades físicas, y se prestan á los usos mas variados.

§ 320. Para los caractéres de imprenta es preciso un metal que satisfaga á muchas condiciones. Ha de ser fácilmente fusible, porque estos caractéres se fabrican vaciándolos, y deben tomar exactamente la estampa del molde, para que las formas señalen con toda la claridad posible. Por último, ha de gozar de cierta dureza sin ser demasiado quebradizo, pues si el metal fuese muy blando, los caractéres quedarian aplastados por la prensa, ó se romperian si fuera duro y quebradizo.

El hierro y el cobre no son bastante fusibles. La plata, el oro y platino no se funden sino á temperaturas muy elevadas, siendo por otra parte excesivamente caros. El zinc, antimonio y bismuto son demasiado quebradizos, el plomo y estaño muy blandos; pero se obtiene una aleacion dotada de muy buenas propiedades, fundiendo juntamente 80 partes de plomo y 20 de antimonio.

§ 321. Muchos metales pueden al parecer combinarse entre sí en proporciones cualesquiera; pero en general, cuando se dejan enfriar lentamente las aleaciones fundidas, los metales se separan formando otras muchas aleaciones de composicion definida, que suelen cristalizar.

Esta descomposicion de una misma aleacion homogénea, en otras varias que se separan mas ó menos completamente, se verifica á veces cuando se la somete durante mucho tiempo á una temperatura elevada, si bien inferior á la que determina su fusion. Daremos mas adelante algunos ejemplos.

Pueden reconocerse fácilmente estas separaciones, en las aleaciones fusibles á una temperatura poco elevada, observando la marcha descendente de un termómetro sumergido en cierta parte de la aleacion fundida, que se deja enfriar al aire. Si se hace este experimento con el estaño fundido, que se haya calentado á 50 ó 60° sobre su punto de fusion, se reconoce que la temperatura baja al principio con rapidez, pero con una velocidad decreciente; pues el enfriamiento de un cuerpo en el aire es sensiblemente proporcional al exceso de su temperatura sobre la del medio que le rodea. Ahora bien, cuando la temperatura ha llegado á 225°, el termómetro se detiene súbitamente, y queda estacionario durante un tiempo mas ó menos largo, segun la masa del metal en fusion, volviendo despues á seguir su marcha descendente. El punto en que se fija el termómetro, ó sea el punto de *detencion*, corresponde en este caso á la solidificacion del estaño. El calor latente de fusion se desprende al solidificarse el metal, y compensa en cada instante la pérdida debida á la radiacion y al contacto del aire frio: el enfriamiento no vuelve á principiar hasta que se ha solidificado toda la masa metálica. Igual fenómeno se observa en todos los cuerpos homogéneos, simples y compuestos, cuya constitucion no varía cuando se enfrían lentamente despues de fundidos.

Ciertas aleaciones muy fusibles, y principalmente las ternarias de plomo, estaño y bismuto que, por fundirse á temperaturas poco elevadas se prestan perfectamente á esta clase de observaciones, presentan en general muchos puntos de detencion durante su enfriamiento, y se observan con frecuencia hasta tres y cuatro. Cada uno de estos puntos corresponde á la solidificacion de una aleacion particular en proporciones definidas, que se forma á expensas de los elementos de la aleacion homogénea primitiva, y se separa en forma de polvo cristalino. Cuando se han separado uno ó muchos de estos compuestos, la materia presenta la consistencia de una *pasta arenácea;* y no se solidifica por entero hasta que ha cristalizado la aleacion que últimamente permaneció líquida.

De lo dicho se infiere que, aun cuando puedan fundirse juntos los tres metales en proporciones cualesquiera, y obtenerse por una solidificacion rápida aleaciones homogéneas en la apariencia, los metales tienden, como todos los cuerpos de la naturaleza, á combinarse en proporciones definidas; formándose estas siempre que las moléculas han tenido tiempo de obedecer á sus afinidades electivas, cuando la masa se enfría lentamente.

§ 322. El punto á que se funde una aleacion suele ser inferior

al correspondiente del metal mas fusible que entra en su composicion.

Así, el plomo se funde á...... 325°,
el bismuto á............ 265°,
el estaño á.. .... 228°.

La aleacion formada de 5 partes de plomo, 3 de estaño y 8 de bismuto se funde á 95°, es decir á una temperatura mucho menor de la que requiere el metal mas fusible.

No insistiremos por ahora en las demas propiedades de las aleaciones, pues tendremos ocasion de describirlas cuando tratemos de cada aleacion usual en particular.

ÓXIDOS METÁLICOS.

§ 323. Los óxidos metálicos presentan propiedades muy variadas: unos son bases mas ó menos enérgicas, que se combinan con los ácidos y forman sales perfectamente caracterizadas; otros al contrario hacen oficio de ácidos, y se combinan con las bases poderosas, encontrándose por último algunos que no se combinan ni con los ácidos ni con las bases.

Bajo este punto de vista se dividen ordinariamente los óxidos en cinco clases:

1° Los *óxidos básicos*, esto es, los que se combinan fácilmente con los ácidos y dan sales definidas, cristalizables. Los protóxidos de potasio, sodio, calcio, hierro, plomo, etc., etc., son óxidos básicos.

2° Los *óxidos ácidos*, que no se combinan con los ácidos, ó si lo hacen es muy rara vez, y que inversamente forman sales bien definidas con las bases poderosas. El ácido crómico, CrO^3, el ácido mangánico, MnO^3, el ácido estánico, SnO^2, el ácido plúmbico, PbO^2, el ácido antimónico, Sb^2O^5, son verdaderos ácidos metálicos, que forman sales cristalizables con muchas bases enérgicas, principalmente con la potasa.

3° Los *óxidos indiferentes*, que pueden hacer á un tiempo el papel de ácidos con las bases poderosas, y el de bases con los ácidos enérgicos. La alúmina, Al^2O^3, es un óxido de esta especie.

4° Los *óxidos singulares*, que ni se unen con los ácidos ni con las bases. Bajo la influencia de los ácidos pierden una porcion de su oxígeno, ó de su metal, y se trasforman en protóxidos que se combinan con el ácido. El peróxido de manganeso, MnO^2, es un óxido de esta clase. Cuando se le calienta con ácido sulfúrico, suelta la

mitad de su oxígeno y se forma sulfato de protóxido de manganeso, $MnO.SO^3$. El subóxido de plomo, Pb^2O, se reduce en contacto con los ácidos á plomo metálico, Pb, y á protóxido de plomo, PbO, que se combina con el ácido. Estos óxidos experimentan frecuentemente descomposiciones análogas con las bases; y así el bióxido de manganeso, MnO^2, fundido con la potasa cáustica, se trasforma en sesquióxido de manganeso, Mn^2O^3, y en ácido mangánico, MnO^3, que se combina con la potasa:

$$3MnO^2+KO=Mn^2O^3+KO.MnO^3.$$

5° Los *óxidos salinos*, que resultan de la combinacion de un óxido metálico básico con un óxido superior del mismo metal. Son verdaderas sales, en que los elementos electropositivos del ácido y la base son formados por el mismo metal. Los óxidos de hierro Fe^3O^4, de manganeso Mn^3O^4, de cromo Cr^3O^4 pertenecen á esta clase; debiendo escribirse sus fórmulas $FeO.Fe^2O^3$, $MnO.Mn^2O^3$, $CrO.Cr^2O^3$. El óxido pardo de cromo CrO^2 pertenece á la misma clase, y debe notarse $Cr^2O^3.CrO^3=3CrO^2$. Lo propio acontece con el ácido antimonioso SbO^2, cuya fórmula debe expresarse

$$Sb^2O^3.Sb^2O^5=4SbO^2.$$

§ 324. Ciertos metales forman con el oxígeno gran número de combinaciones, que vienen á colocarse entre las cinco clases que hemos definido. El manganeso nos proporciona un ejemplo notable:

El protóxido de manganeso, MnO, es una base poderosa.

El sesquióxido, Mn^2O^3, es una base muy débil, pero todavía no se conocen combinaciones en que haga papel de ácido. Este óxido es el límite de los óxidos indiferentes.

El bióxido de manganeso, MnO^2, es un óxido singular.

El óxido Mn^3O^4 es un óxido salino, cuya verdadera fórmula es $MnO.Mn^2O^3$.

Los ácidos mangánico, MnO^3, é hipermangánico, Mn^2O^7, son ácidos metálicos poderosos.

§ 325. En general, el óxido de la fórmula RO es la base mas poderosa de las que puede formar un mismo metal.

Los óxidos R^2O^3 son bases muy débiles, y en tal grado que hacen casi siempre de ácidos con las bases poderosas; en este último caso se les coloca entre los óxidos indiferentes.

Los óxidos RO^2 son muchas veces ácidos metálicos, por ejemplo, los peróxidos de plomo PbO^2, de estaño SnO^2. Ya son óxidos singu-

lares como el bióxido de manganeso, MnO^2; ya por fin se les debe mirar como óxidos salinos; tal es el óxido pardo de cromo,

$$CrO^2 = \frac{1}{3}(Cr^2O^3.CrO^3).$$

Por último, los óxidos que tienen fórmulas mas complexas, como los Fe^3O^4, Mn^3O^4, son óxidos salinos que deben escribirse

$$FeO.Fe^2O^3, MnO.Mn^2O^3.$$

§ 326. Prepáranse los óxidos metálicos por procedimientos muy diversos:

1° Se calienta el metal en contacto del aire ó del oxígeno. Hémos explicado extensamente (§ 309) las varias circunstancias de esta oxidacion. Tambien pueden convertirse los óxidos inferiores en superiores, tostándolos al aire ó en el oxígeno. El protóxido de manganeso, MnO, calentado al aire, se trasforma en sesquióxido. El protóxido de bario, BaO, ó barita, absorbe oxígeno cuando se le calienta hasta 400° en medio de una corriente de este gas, y se trasforma en bióxido de bario, BaO^2. Por el contrario, el calor rojo descompone al bióxido de bario, y lo reduce al estado de protóxido.

2° Oxídase al metal, calcinándole en union con una materia que ceda fácilmente su oxígeno. Calentando antimonio con nitrato de potasa, se obtiene antimoniato de potasa; y tratando esta sal por un ácido, queda aislado el ácido antimónico. Empléase muchas veces este mismo procedimiento para trasformar óxidos inferiores en superiores, y sobre todo en ácidos metálicos. Así, cuando se funde óxido de cromo Cr^2O^3, con nitrato de potasa, se trasforma en ácido crómico, CrO^3, y se obtiene cromato de potasa.

3° Tambien se oxida el metal, ó uno de sus óxidos inferiores, tratándolos por el ácido nítrico, y evaporando el exceso de ácido añadido. Algunos metales se convierten de este modo en óxidos superiores, que quedan libres. El estaño y antimonio se trasforman por medio del ácido nítrico, en ácido estánico, SnO^2, y en ácido antimónico, Sb^2O^5. Por lo regular se forman nitratos, pero basta calcinar estas sales para descomponerlas, quedando por residuo el óxido que se forma cuando se calienta el metal en medio del oxígeno, á la temperatura en que se verifica la descomposicion del nitrato.

4° Obtiénense algunos peróxidos, oxidando con el bióxido de hidrógeno los óxidos inferiores (§ 95). De este modo se prepara el bióxido de calcio y muchos peróxidos metálicos que no pueden obtenerse por otros medios.

5° Muchos óxidos superiores se reducen á óxidos inferiores por la accion única del calor. Los sesquióxidos de cobalto y niquel, Co^2O^3 y Ni^2O^3, se trasforman al calor rojo en protóxidos, CoO y NiO. El bióxido de plomo, PbO^2, se convierte en protóxido, PbO. El bióxido de manganeso, MnO^2, pasa al estado de óxido salino, $MnO.Mn^2O^3$:

$$3MnO^2 = MnO.Mn^2O^3 + 2O.$$

6° El hidrógeno, á la temperatura del calor rojo, reduce un número considerable de óxidos al estado de metal; pero solo convierte en protóxidos algunos óxidos superiores. El sesquióxido de manganeso, Mn^2O^3, calentado en medio de una corriente de gas hidrógeno, se reduce á protóxido, MnO.

7° Se precipita la disolucion de una sal metálica, ó del cloruro correspondiente, por una base alcalina ó por el amoniaco. Echando una disolucion de potasa ó de amoniaco en otra de sulfato de protóxido de hierro, ó de protocloruro de hierro, se obtiene un precipitado de hidrato de protóxido de hierro :

$$FeO.SO^3 + KO + HO = KO.SO^3 + FeO.HO;$$
$$FeCl + KO + HO = KCl + FeO.HO.$$

El mismo líquido alcalino da, con las disoluciones de sulfato de sesquióxido de hierro ó de sesquicloruro de hierro, un precipitado de sesquióxido de hierro hidratado:

$$Fe^2C^3.3SO^3 + 3KO + HO = 3(KO.SO^3) + Fe^2O^3.HO;$$
$$Fe^2Cl^3 + 3KO + HO = 3KCl + Fe^2O^3.HO.$$

Muchas veces se reemplaza la potasa por el amoniaco, y aun en ciertos casos por el carbonato de potasa, cuando el óxido de la sal no se combina con el ácido carbónico.

Los óxidos que se preparan así, ó sea por via húmeda, se precipitan generalmente en estado de hidratos; pero basta la accion del calor para trasformar la mayor parte de estos hidratos en óxidos anhidros. Los hidratos de los óxidos formados por los metales de la primera seccion, son los únicos que no descompone el calor.

8° Todos los carbonatos, si se exceptúan los de los metales de la primera seccion, se descomponen por el calor y dejan al óxido libre. Así, calcinando fuertemente los carbonatos de barita, estronciana y cal, se obtiene barita, estronciana y cal. El carbonato de plomo, $PbO.CO^2$, suelta su ácido carbónico á una temperatura mas baja que los carbonatos precedentes, y queda protóxido de plomo, PbO.

Cuando el protóxido que forma la base de la sal, tiene mucha afinidad con el oxígeno, suele muchas veces descomponer al ácido carbónico; apoderándose de una parte de su oxígeno. De este modo el carbonato natural de protóxido de hierro, $FeO.CO^2$, que los mineralogistas llaman *hierro espático*, produce con el auxilio del calor el óxido salino $FeO.Fe^2O^3$, desprendiéndose una mezcla de ácido carbónico y óxido de carbono:

$$3(FeO.CO^2) = FeO.Fe^2O^3 + 2CO^2 + CO.$$

Accion de los cuerpos metaloideos sobre los óxidos.

§ 327. *Accion del oxígeno.* Los óxidos que no llegan al máximo de oxidacion, pueden combinarse directamente con nueva proporcion de oxígeno. Algunas veces la combinacion se verifica en frio al contacto del aire, efectuándose con mayor facilidad por la intervencion del agua; por ejemplo, si el óxido existe combinado con este líquido ó solamente mojado. Los hidratos de los protóxidos de hierro y manganeso absorben con mucha prontitud el oxígeno del aire y se trasforman en hidratos de sesquióxido. Hay otros óxidos que no se combinan con el oxígeno á menos que se les caliente moderadamente en contacto del aire; y así el protóxido de plomo, calentado á una temperatura de 400° poco mas ó menos, absorbe el oxígeno del aire y se trasforma en un nuevo óxido, el *minio*. Por una temperatura mas elevada, el minio se descompondria reduciéndose al estado de protóxido.

§ 328. *Accion del hidrógeno.* El gas hidrógeno descompone gran número de óxidos, apoderándose de su oxígeno para formar agua. Para esta reaccion es indispensable, en general, cierta temperatura.

Los óxidos de los metales de las dos primeras secciones no son descompuestos por el hidrógeno á ninguna temperatura; al paso que este mismo gas, á temperaturas mas ó menos elevadas, reduce al estado de metal los óxidos metálicos de las demas secciones. Los de la sexta seccion se descomponen á temperaturas poco superiores á la de ebullicion del agua; y los otros exigen el calor rojo.

El hidrógeno reduce los óxidos de hierro con ayuda del calor rojo, y se forma vapor de agua. Por otra parte hemos visto (§ 73), que el hierro hecho ascua en medio de una corriente de vapor de agua, se oxida descomponiendo este líquido, con desprendimiento de gas hidrógeno. Vemos aquí producirse dos efectos enteramente opuestos en circunstancias que parecen idénticas. De la descomposicion de

los óxidos de hierro por el hidrógeno podria deducirse, que al calor rojo el hidrógeno tiene mas afinidad con el oxígeno que el hierro, al paso que la descomposicion del vapor de agua, producida por el hierro al calor rojo, parece indicar lo contrario, es decir, que el hierro tiene mas afinidad con el oxígeno que el hidrógeno. Veremos en lo sucesivo muchos fenómenos análogos. Los químicos explican estas contradicciones aparentes, diciendo que los cuerpos no obran solamente en virtud de sus afinidades electivas, sino tambien segun las cantidades respectivas que se hallan en presencia; de modo que, si dos cuerpos se encuentran en presencia de un tercero con el cual tienen afinidades poco diferentes, el que desaloja al otro es aquel que se halla en mayor proporcion en la esfera de actividad. En los dos experimentos que acabamos de describir, tenemos en presencia, á la temperatura del calor rojo, hierro, óxido de hierro, vapor de agua é hidrógeno. Cuando se ha hecho pasar vapor de agua por el hierro candente, puede considerarse que el metal predomina respecto del hidrógeno, porque conforme se va produciendo este gas, es arrastrado por la corriente de vapor, quedando en muy corta proporcion al rededor del hierro, el cual se oxidará en este caso. Por el contrario, cuando se calienta el óxido de hierro en medio de una corriente de gas hidrógeno, cada molécula de óxido de hierro se halla en la esfera de actividad de un gran número de moléculas de gas hidrógeno, y por lo mismo este último cuerpo es el que se apodera entónces del oxígeno.

Es evidente segun esto que existe, para una temperatura dada, cierta proporcion de hidrógeno y vapor de agua que no debe ejercer accion reductiva sobre el óxido de hierro, ni accion oxidante sobre el hierro metálico. Segun la proporcion de vapor de agua sea mayor ó menor, habrá, ú oxidacion del metal, ó reduccion del óxido. Estas proporciones en que deben hallarse el hidrógeno y oxígeno para no ejercer accion ni sobre el hierro metálico, ni sobre el óxido de hierro, varían probablemente con la temperatura.

§ 329. *Accion del carbono.* El carbon reduce todos los óxidos metálicos que descompone el hidrógeno; y á temperaturas muy elevadas, reduce algunos óxidos que resisten á la accion de este gas. Los óxidos de potasio y sodio, por ejemplo, son descompuestos por el carbon al calor rojo blanco, quedando en libertad sus metales.

Cuando la reduccion del óxido se verifica á una temperatura baja, hay desprendimiento de ácido carbónico; y si se efectúa á temperaturas elevadas, se desprende óxido de carbono. En efecto, muchos metales descomponen el ácido carbónico al calor rojo, haciéndole

pasar al estado de óxido de carbono : el carbon produce igual descomposicion.

§ 330. *Accion del azufre.* El azufre obra sobre la mayor parte de los óxidos metálicos, á temperaturas elevadas. Se forma una mezcla de sulfato y sulfuro cuando se le calienta con los metales de la primera seccion; pero si se añade carbon, no se produce mas que sulfuro.

Los óxidos de los metales de la segunda seccion no se alteran cuando se les calienta con azufre; pero muchos de ellos producen sulfuros, si se calientan fuertemente, mezclados con carbon, en medio de una corriente de vapor de azufre.

El azufre convierte en sulfuros los óxidos de los metales de las cuatro últimas secciones, desprendiéndose ácido sulfuroso; aunque se necesita á menudo hacerle pasar en forma de vapor sobre el óxido fuertemente calentado, y aun á veces mezclar este con carbon.

§ 331. *Accion del cloro.* La accion del cloro sobre los óxidos es muy diversa, segun el gas se halle seco ó húmedo, y segun sea la temperatura á que se verifica la reaccion.

En frio, ó por la accion del calor, el cloro seco trasforma casi todos los óxidos en cloruros. Sin embargo es preciso exceptuar los óxidos de algunos metales de la segunda seccion, que resisten á la accion del cloro, aun á las temperaturas mas elevadas. Pero si se tiene cuidado de mezclar el óxido con carbon y calentar la mezcla en medio de la corriente de cloro seco, la afinidad del carbono con el óxido, combinada con la que tienen entre sí el cloro y el metal, determina siempre la descomposicion del óxido, desprendiéndose óxido de carbono y formándose un cloruro metálico.

Cuando los óxidos existen en disolucion ó suspension en el agua, la accion del cloro es muy diferente, en general, de la que acabamos de indicar.

Si se hace pasar una corriente de cloro por una disolucion de potasa, la reaccion varía segun el grado de concentracion que tenga el líquido alcalino, y segun la temperatura. Si la disolucion es débil, y se impide que la temperatura se eleve, hay reaccion entre 2 equivalentes de potasa y 2 de cloro, formándose hipoclorito de potasa y cloruro de potasio. La reaccion se expresa por la ecuacion siguiente :

$$2KO + 2Cl = KCl + KO.ClO.$$

Si la disolucion es concentrada, y se aumenta la temperatura, la reaccion se efectúa entre 6 equivalentes de potasa y 6 de cloro, ob-

teniéndose una mezcla de clorato de potasa y cloruro de potasio. En este caso se tiene :

$$6KO+6Cl=KO.Cl^5+5KCl.$$

Si se deja hervir constantemente la disolucion alcalina concentrada, fórmanse todavía cloruro de potasio y clorato de potasa, pero la proporcion del clorato formado es mas débil, y se desprende oxígeno.

Los óxidos de todos los metales de la primera seccion presentan reacciones análogas.

El cloro bajo la influencia del agua, aun cuando sea á la temperatura de 100°, no altera los óxidos de la mayor parte de los metales de la segunda seccion; exceptuando el óxido de magnesio y el protoxido de manganeso. El óxido de magnesio se trasforma, en este caso, en cloruro de magnesio é hipoclorito de magnesia; y el protóxido de manganeso, bajo la influencia del cloro húmedo, se conduce como los protóxidos de los metales de la tercera seccion.

Los protóxidos metálicos de la tercera seccion, en suspension en el agua, se trasforman por el cloro en cloruros y sesquióxidos. Con el protóxido de hierro se tiene :

$$3FeO+Cl=FeCl+Fe^2O^3.$$

Pero como el protocloruro se convierte en percloruro por la accion del cloro, se tiene en último resultado :

$$3FeO+\tfrac{3}{2}Cl=\tfrac{1}{2}(Fe^2Cl^3)+Fe^2O^3.$$

Si se cuida de poner el óxido en suspension en un líquido alcalino, el protóxido se trasforma completamente en sesquióxido, y se produce cloruro de potasio :

$$2FeO+KO+Cl=Fe^2O^3+KCl.$$

El cloro no ejerce accion sobre los sesquióxidos de los metales de la tercera seccion interpuestos en el agua, á menos que el líquido contenga gran cantidad de potasa. En este caso, el óxido de hierro puede pasar al estado de una combinacion que tiene mas oxígeno que el sesquióxido. Esta es el ácido férrico, que forma con la potasa en exceso ferrato de potasa ; y en efecto :

$$Fe^2O^3+5KO+3Cl=2(KO.FeO^3)+3KCl.$$

Los óxidos de los metales de las tres últimas secciones se trasforman en cloruros, por la accion del cloro en presencia del agua.

La accion del bromo y iodo sobre los óxidos metálicos es en general análoga á la del cloro.

§ 332. *Accion de los metales sobre los óxidos metálicos.* La accion de los metales sobre los óxidos metálicos puede preveerse muchas veces, cuando se tiene una idea exacta de la afinidad de los metales con el oxígeno. Pero no es fácil decir algo de general sobre esta accion, porque la afinidad relativa de los metales con el oxígeno varía mucho con la temperatura. El potasio, por ejemplo, descompone el óxido de hierro al calor rojo, miéntras á una temperatura mas elevada, á un fuerte calor blanco, el hierro es el que descompone al óxido de potasio.

CLORUROS METÁLICOS.

§ 333. Muchísimos metales se combinan directamente con el cloro. Cuando se les calienta en medio de una corriente de cloro, se trasforman pronta y completamente en cloruros. Debe atribuirse esta propiedad, por una parte á su grande afinidad con el cloro, y por otra á las propiedades físicas de los cloruros. Con efecto, todos los cloruros se funden fácilmente, y muchos de ellos son volátiles; de suerte que, cuando se calienta un metal en una corriente de cloro, su superficie se halla expuesta libremente á la accion de este gas, porque el cloruro que resulta, ó se derrite segun se va formando, y por su fluidez misma deja descubierto al metal, ó bien se volatiliza.

El calor solo no basta, en general, para descomponer los cloruros metálicos; sin embargo es preciso exceptuar los cloruros de oro, de platino y probablemente los de muchos otros metales de la sexta seccion, los cuales pasan al estado metálico sometiéndolos á un fuego fuerte.

Obtiénense muchos cloruros metálicos, disolviendo los metales en el ácido clorhídrico, y de este modo se preparan muy fácilmente los protocloruros de los metales de la tercera seccion. El ácido clorhídrico se descompone, formándose un cloruro metálico y desprendiéndose hidrógeno:

$$Fe + HCl = FeCl + H.$$

Los metales de la quinta seccion no descomponen el ácido clorhídrico, ni aun á la temperatura de la ebullicion; pero se forma un cloruro metálico cuando se agrega ácido nítrico al ácido clorhídrico; esto es, cuando se trata el metal por el agua regia. En este caso, los metales de la tercera seccion se trasforman en percloruros.

Accion de los metaloides sobre los cloruros metálicos.

§ 334. *Accion del oxígeno.* El oxígeno no tiene accion sobre los cloruros de los metales de la primera seccion; pero trasforma fácilmente en óxidos los cloruros de los metales de la segunda, tercera, cuarta y quinta seccion, cuando se calientan dichos cloruros en medio de una corriente de este gas. Los cloruros de los metales de la sexta seccion, que no se descomponen por el calor, tampoco se alteran cuando se les calienta en medio del oxígeno. Por el contrario, los que son susceptibles de descomponerse por la accion del calor únicamente, pierden su cloro sin combinarse con el oxígeno.

§ 335. *Accion del hidrógeno.* Los cloruros de los metales de las dos primeras secciones no son reducidos por el hidrógeno, cualquiera que sea la temperatura; pero no sucede lo mismo con los formados de los metales correspondientes á las demas secciones, pues se descomponen por el hidrógeno, á temperaturas mas ó menos elevadas. Esta propiedad suministra un procedimiento expedito y sencillo para obtener muchos metales en estado de pureza, pero su aplicacion no es tan fácil respecto de algunos otros, cuyos cloruros requieren para descomponerse temperaturas muy elevadas. Obsérvase tambien en esta ocasion una anomalía enteramente análoga á la que ya hemos explicado (§ 328), al hablar de la accion del hidrógeno sobre los óxidos. Así el cloruro de hierro es descompuesto, al calor rojo, por el hidrógeno, desprendiendo gas ácido clorhídrico y dejando hierro metálico. Por otra parte, este metal descompone al gas ácido clorhídrico á la misma temperatura, formándose cloruro de hierro y desprendiéndose hidrógeno. Hemos explicado esta accion contradictoria en el § 328.

§ 336. *Accion del carbono.* El carbono no ejerce accion sensible sobre los cloruros metálicos.

BROMUROS Y IODUROS METÁLICOS.

§ 337. Los bromuros y ioduros metálicos se preparan como los cloruros correspondientes. Los cuerpos metaloideos ejercen sobre estos compuestos las mismas reacciones que sobre los cloruros.

SULFUROS METÁLICOS.

§ 338. Hemos visto (§ 312) que todos los metales pueden combinarse con el azufre, cuando se les funde con este metaloide, ó mejor cuando se les calienta hasta una temperatura elevada, en medio del

vapor de azufre. Tambien pueden obtenerse muchos sulfuros metálicos, calentando los óxidos con azufre, ó calcinando en un crisol *brascado** una mezcla de óxido metálico, carbonato de potasa ó de sosa, y azufre. El carbonato alcalino pasa en este caso al estado de polisulfuro, el cual trasforma al óxido metálico en sulfuro, miéntras el oxígeno se desprende en estado de óxido de carbono. Si el metal puede formar un sulfuro electronegativo, como sucede á los metales de la cuarta seccion, este sulfuro se combina con una porcion del sulfuro alcalino que ha pasado al estado de monosulfuro, y se forma una sulfosal, en que el monosulfuro alcalino hace las veces de base.

Pueden ademas prepararse en crecido número sulfuros metálicos, haciendo pasar una corriente de hidrógeno sulfurado por las disoluciones de las sales metálicas correspondientes. De este modo se obtienen sulfuros insolubles con los metales de la quinta y sexta seccion.

Prepáranse tambien por via húmeda los sulfuros de los metales de la tercera seccion, tratando las disoluciones salinas de los metales por la disolucion del sulfuro alcalino correspondiente; y así con el sulfato de protóxido de hierro y el monosulfuro de potasio, se tiene la reaccion siguiente:

$$FeO.SO^3+KS=KO.SO^3+FeS.$$

Si se vierte un exceso de sulfuro alcalino en la disolucion de una sal formada por un metal de la cuarta seccion, se obtiene en el primer momento un precipitado de sulfuro metálico; pero este sulfuro se disuelve despues en el exceso de sulfuro alcalino, produciendo una sulfosal, en la cual hace las veces de ácido.

Los sulfuros de los metales de la tercera y quinta seccion poseen brillo metálico muy marcado.

Los sulfuros metálicos resisten bastante bien á la accion del calor; y solo ciertos sulfuros de la sexta seccion se descomponen á temperaturas muy elevadas.

Accion de los cuerpos metaloideos sobre los sulfuros metálicos.

§ 339. *Accion del oxígeno.* El oxígeno obra enérgicamente sobre todos los sulfuros metálicos, á temperaturas mas ó menos elevadas.

Los sulfuros de los metales de la primera seccion, calentados en

* Llámanse así los crisoles cuyas paredes interiores se hallan cubiertas de carbon. Veremos el modo de prepararlos al hablar del análisis de los minerales de hierro por via seca, en la tercera parte de este curso.

contacto del oxígeno, se trasforman en sulfatos. El metal y el azufre se combinan con el oxígeno, y los productos de la combustion quedan combinados. El sulfuro de magnesio, que pertenece á la segunda seccion, presenta una reaccion semejante.

Los sulfuros de la tercera y quinta seccion, y el sulfuro de manganeso que pertenece á la segunda, son descompuestos por el oxígeno; pero los productos de la descomposicion varían segun la temperatura. Cuando esta es muy elevada, se desprende ácido sulfuroso, y el metal queda en estado de óxido. A una temperatura mas baja, al rojo sombrío por ejemplo, se forma siempre cierta cantidad de sulfato; de suerte que se obtiene una mezcla de óxido y sulfato.

Los sulfuros de los metales de la cuarta seccion se convierten en óxidos, y el azufre se desprende en estado de ácido sulfuroso.

Finalmente, los sulfuros de los metales de la sexta seccion, calentados en medio de una corriente de oxígeno, se reducen al estado metálico, y el azufre se desprende en estado de ácido sulfuroso.

El oxígeno puede tambien tener accion en frio sobre la mayor parte de los sulfuros, principalmente bajo la influencia del agua, en cuyo caso muchos de ellos se trasforman en sulfatos.

FOSFUROS METÁLICOS.

§ 340. Los metales de la primera seccion son los únicos que se combinan fácilmente con el fósforo. Para obtener los fosfuros de muchos metales correspondientes á las demas secciones, se hace pasar una corriente de gas hidrógeno fosforado por sus disoluciones salinas, pues en este caso se precipita un fosfuro insoluble: pueden obtenerse de este modo los fosfuros de cobre, plomo y estaño. Pero el mejor procedimiento para prepararlos consiste en calentar los fosfatos mezclados con carbon.

Los fosfuros de los metales de la primera seccion se descomponen en contacto del agua, desprendiendo gas hidrógeno fosforado: carácter que permite reconocerlos fácilmente.

ARSENIUROS METÁLICOS.

§ 341. Muchos arseniuros metálicos se preparan calentando el metal juntamente con arsénico, reducidos ambos á polvo fino, y tambien descomponiendo los arseniatos por el carbon, á una temperatura elevada. Los arseniuros poseen generalmente brillo metálico. Con el ácido clorhídrico producen hidrógeno arsenical, mediando la accion del calor.

GENERALIDADES SOBRE LAS SALES.

§ 342. Doy el nombre de *sal* á toda combinacion de dos compuestos binarios, de los cuales el uno hace las veces de elemento electropositivo ó de base, y el otro las de elemento electronegativo ó de ácido.

Las bases, ó compuestos binarios electropositivos, resultan siempre de la combinacion de un metal con un metaloide; y así el protóxido y el protosulfuro de potasio son bases. Los ácidos, ó compuestos binarios electronegativos, son casi siempre combinaciones de dos metaloides, como los ácidos sulfúrico, nítrico, fosfórico, etc., los ácidos sulfocarbónico y sulfarsenioso. Pero á veces resultan tambien de la combinacion de un metal con un metaloide, como los ácidos crómico, mangánico, estánico, etc., etc., los sulfuros de antimonio y estaño.

El mayor número de las bases conocidas resultan de la union de un metal con el oxígeno, é igualmente el de los ácidos conocidos son combinaciones del oxígeno con un metaloide, ó con un metal; de manera que las sales mas numerosas é importantes son las *oxisales*.

Sin embargo, se conocen actualmente en número bastante considerable *sulfosales*, esto es, sales formadas por la combinacion de un sulfuro metálico electropositivo, ó *sulfobase*, con un sulfuro metaloideo ó metálico electronegativo, ó *sulfácido*.

Tambien conocemos algunos cloruros dobles, que pueden considerarse como el resultado de la combinacion de un cloruro metálico electropositivo, ó *clorobase*, con un cloruro metaloideo ó metálico electronegativo, ó *clorácido*. Estas combinaciones, llamadas *clorosales*, son aun poco numerosas, pero es indudable que se hallarán otras, cuando la atencion de los químicos se fije mas particularmente sobre este punto.

Es probable que un oxácido pueda combinarse con una sulfobase ó clorobase, y que un sulfácido ó clorácido pueda entrar en combinacion con una oxibase, de modo que forme una sal; pero hasta el dia no se conoce fijamente ninguna combinacion de esta especie.

§ 343. Las oxisales son por consiguiente las sales mas importantes, siendo por otra parte las únicas que se han estudiado hasta ahora con el cuidado conveniente. Todo lo que diremos en general sobre las sales en este capítulo, se referirá principalmente á las oxisales. Tendríamos sin duda que exponer generalidades semejantes sobre las otras clases de sales, si estas nos fueran mejor conocidas.

Distínguense las oxisales en *sales neutras*, *sales ácidas* y *sales bá-*

sicas. Los caractéres en que se funda esta distincion se reconocen con facilidad cuando se trata de sales formadas por la combinacion de bases poderosas con ácidos enérgicos; pero no son tan claros respecto de las sales que forman las bases poderosas con los ácidos débiles, ó de las que las bases débiles constituyen con los ácidos enérgicos, ó finalmente de las sales que producen los ácidos con las bases débiles. La dificultad es mayor todavía, cuando el ácido, la base, ó la sal que resulta de su combinacion, son insolubles en el agua.

Se reconoce ordinariamente la naturaleza de las sales neutras, ácidas y básicas por los cambios de color que producen sobre ciertas materias colorantes de orígen vegetal, que se llaman *reactivos coloreados;* de los cuales el mas importante es la *tintura de tornasol.*

§ 344. La tintura azul de tornasol es una verdadera sal, que resulta de la combinacion de una base mineral con un ácido vegetal de color rojo. Cuando se trata esta tintura por un ácido fuerte, se le quita su base y se deja en libertad al ácido vegetal, que manifiesta entónces su color propio de rojo claro. Pero si se la trata por un ácido débil, no se priva mas que de una parte de su base, quedando una sal con exceso de ácido vegetal, que tiene un color vinoso. Por el contrario, una base soluble devuelve el color azul á la tintura de tornasol roja, esto es, en que el ácido coloreado existe libre; porque dicha base se combina con el ácido y forma una sal azul. A fin de que la tintura azul de tornasol tenga la mayor sensibilidad posible con respecto á los ácidos, es indispensable que no esté mezclada con un exceso de base libre; pues de lo contrario las primeras porciones de ácido añadidas se combinarian simplemente con la base libre, y no habria reaccion sobre la tintura hasta despues que la base libre hubiese sido saturada completamente. Del mismo modo, para que la tintura roja de tornasol presente su máximo de sensibilidad, con respecto á las bases, es preciso que se haya descompuesto la tintura azul por una cantidad de ácido extrictamente necesaria para aislar al ácido vegetal rojo, y que no exista otro ácido libre en el líquido.

El sulfato de potasa no obra sobre la tintura de tornasol, por hallarse unidos con tal afinidad el ácido sulfúrico y la potasa, que no pueden combinarse aisladamente, ni con el ácido, ni con la base de la tintura coloreada; la cual queda por consiguiente intacta y conserva su color primitivo. Pero si existiese una materia colorante cuyo ácido fuera bastante enérgico para quitar la potasa al sulfato de potasa, es claro que esta materia manifestaria reaccion alcalina en presencia del sulfato de potasa.

De lo dicho se infiere que las indicaciones de los reactivos coloreados no presentan nada de absoluto. Tambien podrá acontecer que una sustancia dé reaccion ácida con una materia colorante, y reaccion alcalina con otra. Así el ácido bórico produce el color rojo vinoso con la tintura azul de tornasol, y manifiesta de esta suerte la reaccion de un ácido débil; al paso que pone azul la hematina, presentando con esta última materia colorante reaccion básica. Igualmente el nitrato y acetato de plomo enrojecen la tintura de tornasol, y ponen azul la hematina. La base de la tintura de tornasol quita el ácido á las dos sales de plomo; el ácido coloreado queda libre, y da su color rojo á la tintura. Por la inversa, el ácido rojo de la hematina roba el óxido de plomo al nitrato y al acetato de plomo, produciendo una sal azul.

§ 345. Tratemos en primer lugar de las sales que forma el ácido sulfúrico con las diversas bases.

El ácido sulfúrico enrojece fuertemente la tintura azul de tornasol, siendo tan sensible esta reaccion que basta para ponerla en claro un poco de agua acidulada con una diez milésima parte de ácido sulfúrico. Por el contrario, la potasa restablece el color azul de la misma tintura enrojecida por un ácido, y esta reaccion tiene el mismo grado de sensibilidad que la ejercida por el ácido, con tal que este se haya empleado en la menor cantidad posible para enrojecer la tintura.

Si se vierte con cuidado una disolucion débil de ácido sulfúrico en otra de potasa, ensayando escrupulosamente la reaccion por medio de la tintura de tornasol, puede obtenerse un líquido que ya no manifieste reaccion alcalina sobre la tintura, sin presentar no obstante reaccion ácida; pero tal es el estado de este líquido, que añadiéndole una sola gota de ácido, indicará al instante la reaccion ácida. Se dice entónces que las propiedades alcalinas de la potasa se han neutralizado rigurosamente por las propiedades ácidas del ácido sulfúrico, ó que ha habido *saturacion* ó *neutralizacion* del ácido por la base relativamente á su accion sobre la tintura de tornasol. Si se evapora el líquido hasta sequedad, queda una sal cristalina que es el sulfato de potasa.

El análisis de esta sal hace ver que contiene cantidades de potasa y de ácido sulfúrico en tal proporcion, que el ácido encierra tres veces mas oxígeno que la base; y como se ha convenido en llamar *equivalente del potasio* á la cantidad de este metal que se combina con 100 de oxígeno para formar potasa, claro es que la fórmula del sulfato de potasa deberá escribirse $KO.SO^3$.

Si se satura del mismo modo la sosa ó la litina por el ácido sulfú-

rico, y se evapora la disolucion neutra con respecto á las tinturas de tornasol, se obtiene igualmente una sal, el sulfato de sosa ó de litina. En estas dos sales, *la cantidad de oxígeno contenida en el ácido sulfúrico es aun exactamente triple de la que se encierra en la base.*

Si se practica la misma operacion sobre las disoluciones de barita y estronciana, que restablecen enérgicamente el color azul de la tintura de tornasol enrojecida, se verá que las primeras gotas de ácido enturbian el líquido, formando un precipitado blanco. Este compuesto insoluble continuará depositándose hasta que el líquido adquiera una ligera reaccion ácida. La disolucion filtrada no dejará ningun residuo despues de su evaporacion. El sulfato insoluble que se forma no tiene accion sobre la tintura de tornasol, pero no podemos deducir de esto que el producto sea realmente neutro; pues para que una sustancia pueda tener accion sobre la tintura de tornasol, es preciso que se disuelva en el agua, á fin de que sus moléculas puedan ponerse en contacto con las de la tintura.

El análisis de los sulfatos de barita y estronciana, obtenidos de este modo, demuestra tambien que *el oxígeno del ácido es igual á tres veces el de la base.* Los químicos han convenido en considerar estos sulfatos como sales neutras, aunque su neutralidad sobre los reactivos coloreados no pueda comprobarse directamente.

Todos los óxidos básicos de los metales correspondientes á las otras cinco secciones son insolubles en el agua, y por consiguiente es imposible determinar su accion propia sobre los reactivos coloreados. Combinándolos con el ácido sulfúrico, se obtienen todavía sulfatos; y cuando estos son solubles, enrojecen casi siempre la tintura de tornasol. Sin embargo, en todos estos sulfatos *el oxígeno del ácido sulfúrico es triple del de la base,* como en los sulfatos neutros de potasa, sosa y litina.

Los químicos han convenido en considerar como sulfatos neutros, todos aquellos en que el oxígeno del ácido es triple del de la base, cualquiera que sea por otra parte su reaccion sobre los colores vegetales.

La potasa, sosa y litina pueden formar con el ácido sulfúrico sales que contengan mas ácido sulfúrico que los sulfatos neutros. Si se disuelven dichas bases en un exceso de ácido sulfúrico y se evapora la disolucion, se obtienen sulfatos cristalizados, en los cuales el oxígeno del ácido es sextuplo del de la base. Estas sales serán por consecuencia *sulfatos ácidos*, ó *bisulfatos* en este caso.

§ 346. Una disolucion de potasa, saturada exactamente por el ácido nítrico, da por evaporacion una sal cristalizada, en la cual el oxígeno del ácido es sextuplo del de la base. Del mismo modo, si

se saturan con ácido nítrico las disoluciones de los óxidos metálicos de la primera seccion, se obtienen sales solubles perfectamente neutras á las tinturas coloreadas, y que cristalizan evaporando el líquido. En todos estos nitratos el oxígeno del ácido es quíntuplo del de la base.

Pero si se disuelven en el ácido nítrico los óxidos metálicos de las otras secciones, se obtienen nitratos que cristalizan por evaporacion del líquido. Todos estos nitratos guardan la razon de 5 : 1 entre la cantidad de oxígeno del ácido y la que existe en la base, pero sus disoluciones manifiestan reaccion fuertemente ácida.

Se considera como nitrato neutro todo aquel en que el oxígeno del ácido es quíntuplo del de la base, cualquiera que sea su reaccion sobre la tintura de tornasol.

§ 347. El agua hace papel de base con respecto á los ácidos poderosos. El ácido sulfúrico monohidratado podrá segun esto considerarse como una verdadera sal, y tambien como un sulfato neutro; porque la relacion entre el oxígeno del ácido y el del agua es de 3:1. Por la misma razon, el ácido nítrico monohidratado será un nitrato neutro de agua. De consiguiente puede decirse que, cuando se combina el ácido sulfúrico ó el ácido nítrico con las bases, se hace obrar á estas bases sobre sales ya enteramente formadas, sobre sulfatos ó nitratos de agua, y que la base no produce otro efecto que el de sustituir al agua básica, en virtud de su afinidad mas poderosa.

§ 348. En los dos ejemplos que se han elegido hemos fijado la composicion de las sales neutras, determinando las cantidades de potasa, sosa y litina que saturan exactamente, con respecto á los reactivos coloreados, un peso igual de ácido sulfúrico ó nítrico. Ahora bien, se halla que estas cantidades contienen precisamente el mismo peso de oxígeno. Igual relacion se observa en las sales cristalizadas que los mismos ácidos forman con los otros óxidos metálicos. Esta ley importante podrá pues enunciarse del modo siguiente: *Las cantidades ponderables de las diversas bases que forman sales neutras con un mismo peso de ácido sulfúrico ó de ácido nítrico, encierran exactamente la misma cantidad de oxígeno.* Si se comparan dichas cantidades con los pesos de ácido sulfúrico y nítrico que se han elegido como equivalentes, y se las designa por *a*, *b*, *c*, *d*..., podrá decirse: *Si el equivalente* A *de ácido sulfúrico forma sales neutras con los pesos* a, b, c, d... *de potasa, sosa, barita, cal, etc., etc., el equivalente* B *de ácido nítrico formará igualmente sales neutras con los mismos pesos* a, b, c, d... *de estas bases*; de suerte que estos pesos *a*, *b*, *c*, *d* que SE EQUIVA-

LEN respecto al peso A de ácido sulfúrico, *se equivalen* tambien respecto al peso B de ácido nítrico.

§ 349. Examinemos ahora las combinaciones que los ácidos débiles forman con estas bases, y veamos qué consideraciones han tenido presentes los químicos para fijar la constitucion de las sales neutras.

Con los ácidos débiles, tales como los ácidos sulfuroso, carbónico, bórico, etc., etc, la saturacion de las propiedades alcalinas de la potasa, con respecto á los reactivos coloreados, nunca se realiza completamente, cualquiera que sea la cantidad de ácido que se emplee. El líquido conserva siempre reaccion alcalina, y ya no podrá apelarse, para definir las sales neutras, al carácter de saturacion indicado por los reactivos.

§ 350. Si se hace pasar una corriente de gas ácido sulfuroso por una disolucion concentrada de potasa, hasta que esta no le disuelva, se deposita al cabo de algun tiempo una sal cristalizada, en la cual el oxígeno del ácido es igual á 4 veces el de la base. Si se vuelve á disolver esta sal en el agua, y se le añade una cantidad de potasa igual á la que encierra, se obtiene, evaporando el líquido, una nueva sal cristalizable, en la que el oxígeno del ácido es doble del que contiene la base.

¿Cuál de estas dos sales será la que deberemos tomar como sal neutra? Para elegir acertadamente en este caso, los químicos se han dejado guiar por las consideraciones siguientes:

Si se trata de formar sulfitos con los diversos óxidos metálicos, se obtienen con los metales de la primera seccion dos series de sales, que corresponden á los dos sulfitos que forma la potasa; pero con los metales de las otras secciones, no resulta mas que una serie de sales, á saber, aquella en que el oxígeno del ácido es doble del de la base. *Estos sulfitos son los que, segun han convenido los químicos, se consideran como sulfitos neutros, y la mayor parte provienen de los óxidos metálicos.* Por consecuencia, el sulfito neutro de potasa tendrá por fórmula

$$KO.SO^2,$$

y al sulfito que encierra una cantidad doble de ácido sulfuroso lo tienen como un *sulfito ácido*, como un *bisulfito*. Su fórmula viene á ser:

$$KO.2SO^2.$$

§ 351. Lo propio sucede con los carbonatos. Si se satura de ácido carbónico una disolucion concentrada de potasa, se deposita al cabo de algun tiempo una sal cristalizada cuyo ácido contiene

4 veces mas oxígeno que la base. Volviendo á disolver esta sal en el agua, y añadiéndole una cantidad de potasa igual á la que contenia ya, puede obtenerse por evaporacion del líquido un nuevo carbonato cristalizado, en que el ácido no contiene mas que una cantidad de oxígeno doble de la que encierra la base. Estas dos sales presentan por otra parte reaccion alcalina sobre las tinturas coloreadas. La sosa y litina dan dos carbonatos semejantes. La barita, estronciana, cal y magnesia producen carbonatos, que se encuentran abundantemente en la naturaleza bajo la forma de hermosos cristales; y en todos ellos la relacion entre el oxígeno del ácido y el de la base es de 2 á 1. Estos carbonatos son insolubles en el agua, pero los disuelve en pequeña cantidad el agua cargada de ácido carbónico. Puede muy bien admitirse que en esta última disolucion existen carbonatos en que el oxígeno del ácido carbónico es igual á 4 veces el de la base; aun cuando no se haya logrado todavía obtenerlos cristalizados. Por la evaporacion del líquido, solo resultan carbonatos en que el oxígeno del ácido es doble del de la base. Los metales de las otras secciones tampoco dan mas que esta primera serie de carbonatos.

Llevados de estas primeras consideraciones, la mayor parte de los químicos han tenido por carbonatos neutros, todos aquellos en que el oxígeno del ácido es doble del de la base. La fórmula del carbonato neutro de potasa es entónces $KO.CO^2$, y la segunda sal viene á ser un bicarbonato, cuya fórmula se escribe $KO.2CO^2$.

Sin embargo, algunos químicos han considerado y consideran esta última sal como el carbonato neutro, por acercarse mas que la primera á la neutralidad indicada por los reactivos coloreados. Escriben su fórmula, $KO.C^2O^4$; y la primera sal viene á ser un sub-carbonato, un carbonato bibásico, cuya fórmula se nota $2KO.C^2O^4$. Segun su modo de ver, la del ácido carbónico es C^2O^4, y el peso de su equivalente es doble del que hemos admitido (§ 268).

§ 352. El ácido bórico forma con los álcalis dos sales, que presentan ambas reaccion alcalina. Si se disuelve este ácido en una disolucion de sosa y se evapora el líquido, se obtiene una sal en la que el ácido bórico encierra 6 veces mas oxígeno que la base. Si se funde esta sal en un crisol de platino, juntamente con una cantidad de sosa igual á la que ya contenia, se obtiene una nueva sal que se disuelve en el agua y cristaliza por evaporacion del líquido. En esta última sal, el ácido bórico contiene solamente 3 veces mas oxígeno que la sosa. ¿Cuál de estas dos sales elegiremos como sal neutra? Lo mismo que en los carbonatos y sul-

litos, ocurren ahora dudas para elegir oportunamente, siendo aun mayor la incertidumbre, porque hasta el dia no son tan conocidas las propiedades de los boratos como las de aquellas sales; y así es que los químicos no están de acuerdo sobre este punto. Unos miran como sal neutra el primer borato de que hemos hablado, y le dan la fórmula $NaO.BoO^6$; el segundo borato viene á ser en este supuesto una sal bibásica, y su fórmula se escribe $2NaO.BoO^6$. Otros al contrario tienen por sal neutra el segundo borato, y escriben su fórmula $NaO.BoO^3$. La primera sal forma en este caso un biborato, cuya fórmula se nota $NaO.2BoO^3$.

§ 353. La definicion de una sal como sal neutra presenta dificultades particulares con respecto á ciertos ácidos, muy enérgicos á veces y que los químicos consideran como *polibásicos*, esto es, como que gozan de la propiedad de formar sales neutras, no ya con uno sino con muchos equivalentes de base. Daremos una idea de estas dificultades, tomando por ejemplo el ácido fosfórico. Hemos visto (§ 216) que el ácido fosfórico podia obtenerse bajo tres estados diferentes. El ácido fosfórico que se prepara disolviendo el fósforo en el ácido nítrico, difiere notablemente, en sus propiedades, del ácido que resulta de la combustion directa del fósforo en el oxígeno: estas dos modificaciones del ácido fosfórico producen sales de dos distintas clases. Se conoce ademas otra modificacion del ácido fosfórico, la cual da una tercera serie de fosfatos, diferente de las dos primeras. Procuraremos explanar estos hechos con la extension conveniente, al describir los fosfatos de sosa, limitándonos por ahora al estudio de las sales que forma el ácido fosfórico obtenido mediante la disolucion del fósforo en el ácido nítrico.

Si se vierte en una disolucion de sosa un grande exceso de ácido fosfórico diluido, y se evapora convenientemente el líquido, se obtiene una sal cristalizada, en la que el ácido fosfórico encierra 5 veces mas oxígeno que la sosa.

Si se disuelve esta sal en el agua, se le añade una cantidad de sosa igual á la que ya contenia y se evapora el líquido, se obtiene una nueva sal cristalizada, en la cual el oxígeno del ácido es al de la base como 5 es á 2. Finalmente, si se disuelve esta última sal en el agua y se añade al líquido un exceso de sosa, puede obtenerse por la evaporacion un tercer fosfato de sosa cristalizado, en que el oxígeno del ácido es al de la base como 5 es á 3.

El primero de estos tres fosfatos ejerce reaccion ácida sobre el tornasol, y los dos restantes la dan alcalina.

Así pues, la misma modificacion del ácido fosfórico produce tres fosfatos de composiciones muy distintas. ¿Cómo decidir cuál de estos

fosfatos es el que ha de considerarse como fosfato neutro? Los químicos, dejándose llevar de una porcion de consideraciones que ya desenvolveremos al tratar de los fosfatos de sosa, han venido á admitir que estos tres fosfatos tienen la misma especie de constitucion, y los miran como formados por 1 equivalente de ácido fosfórico combinado con 3 equivalentes de base. En el tercer fosfato de sosa, los 3 equivalentes de base son 3 equivalentes de sosa; en el segundo, hay 2 equivalentes de sosa y 1 de agua básica; en fin, en el primer fosfato, los 3 equivalentes de base están formados por 1 equivalente de sosa y 2 de agua básica. Y así, aun cuando uno de los tres fosfatos presente reaccion ácida y los otros dos la den alcalina, se considera que todos poseen la misma constitucion; y si se toma cualquiera de ellos como sal neutra, los otros lo serán igualmente.

§ 354. La consideracion de que el agua puede hacer el papel de base en las sales, ha modificado mucho las ideas de los químicos relativamente á la clasificacion de aquellas. La mayor parte de las sales ácidas pueden considerarse como neutras, admitiendo que el exceso de ácido se halla combinado con agua básica. Así el bisulfato de potasa cristalizado encierra 1 equivalente de agua, que no puede perder por la accion del calor, sin descomponerse. Con razon, pues, podríamos mirar esta sal como el resultado de la combinacion de dos sulfatos neutros, sulfato de potasa y sulfato de agua, y escribir su fórmula $KO.SO^3 + HO.SO^3$. Esta consideracion puede hacerse extensiva á la mayor parte de las otras sales ácidas; y tomándola con toda su generalidad, inferiremos naturalmente que no puede admitirse para un mismo ácido, mas que una sola serie de sales, que presentan todas la misma especie de constitucion y que no difieren sino por la naturaleza de las bases combinadas con el ácido.

§ 355. Hemos querido insistir sobre la definicion de la neutralidad de las sales y sobre su division en sales neutras, ácidas y básicas, porque todavía se halla generalmente adoptada. La discusion detenida en que hemos entrado, prueba cuán vagas y contradictorias son todas estas definiciones, y cuánto seria de desear que fueran abandonadas por los químicos.

§ 356. Si se pone en presencia una oxibase con un hidrácido, no hay combinacion de los dos cuerpos, pero sí descomposicion recíproca. El hidrógeno del hidrácido se combina con el oxígeno de la base para formar agua, y el elemento electropositivo de la base, el metal, se combina con el elemento electronegativo del hidrácido, para formar otro compuesto binario, que corresponde por su com-

posicion á la oxibase empleada. De este modo, con la potasa y el ácido clorhídrico se obtiene agua y cloruro de potasio :

$$KO + HCl = HO + KCl.$$

Con el sesquióxido de hierro y el ácido clorhídrico, se forma agua y sesquicloruro de hierro :

$$Fe^2O^3 + 3HCl = 3HO + Fe^2Cl^3.$$

La saturacion del hidrácido por la base, comprobada por medio de los reactivos coloreados, suele ser con frecuencia tan completa como la de un oxácido poderoso por la misma base. Así la disolucion del ácido clorhídrico, que enrojece fuertemente la tintura de tornasol, puede adquirir una neutralidad perfecta sobre esta tintura, añadiéndole potasa en cantidad conveniente; y si despues se evapora el líquido, no se obtiene mas que agua y cloruro de potasio.

§ 357. Muchos químicos han admitido que el hidrácido y la oxibase están simplemente combinados en la disolucion, y que la descomposicion recíproca no se efectúa sino en el momento de la cristalizacion. Muchas razones han militado en pro y en contra de esta opinion, pero no nos detendremos en discutirlas, admitiendo con la mayor parte de los químicos que la descomposicion recíproca del hidrácido y del oxácido se verifica en el instante mismo que estos dos cuerpos se hallan en contacto uno con otro.

Las combinaciones binarias de los metales con los metaloides susceptibles de formar hidrácidos con el hidrógeno, presentan propiedades físicas análogas á las de las sales; y en numerosas reacciones químicas producidas en el agua, se ha visto que se portan como simples combinaciones de la oxibase con el hidrácido. Así, cuando se calienta cloruro de potasio con ácido sulfúrico hidratado, se forma sulfato de potasa y se desprende ácido clorhídrico. De consiguiente la reaccion es igual en un todo á la que se hubiera efectuado si el ácido sulfúrico descompusiera una sal formada por la combinacion directa del hidrácido con la oxibase, desalojando simplemente á este último ácido para combinarse con la base. Pero la reaccion es en realidad mas complicada : el agua combinada con el ácido sulfúrico se descompone, su oxígeno se combina con el metal del compuesto binario, el hidrógeno con su elemento electronegativo, y finalmente, la oxibase formada se combina con el oxácido :

$$KCl + SO^3.HO = KO.SO^3 + HCl.$$

Por la mucha semejanza que presenta esta clase de compuestos binarios con las sales propiamente dichas, en sus propiedades físicas y hasta en gran número de reacciones químicas, muchos químicos las consideran como una especie particular de sales, á las que dan el nombre de sales *halóideas;* llamando *cuerpos halógenos* á los cuerpos simples ó compuestos que forman hidrácidos con el hidrógeno, y por lo tanto sales halóideas con los metales. No adopteremos estos principios, por ser incompatibles con la definicion que hemos dado de la palabra *sal*, definicion que nos parece conveniente conservar con toda su precision. Por otra parte, los compuestos binarios que nos ocupan no presentan analogía con las sales, sino cuando son solubles en el agua, y se les somete á reacciones químicas en medio de este líquido.

§ 358. Casi todas las sales son sólidas á la temperatura ordinaria. Las que resultan de la combinacion de un ácido incoloro con una base incolora, son incoloras; pero las que forma una misma base coloreada con los diversos ácidos incoloros, son coloreadas, y todas presentan poco mas ó menos el mismo color, cuando han cristalizado en el agua. El color de las sales que forman las bases incoloras con un mismo ácido coloreado, se acerca en general al del ácido libre.

El sabor de las sales solubles depende con mucha frecuencia de la base; y por esto las sales de sosa tienen sabor salado, análogo al de nuestra sal comun; las sales de potasa tienen un sabor salado algo amargo; las de magnesia presentan un amargor insoportable, y las de alúmina son azucaradas y astringentes, etc., etc. Sin embargo, la naturaleza del ácido suele influir mucho sobre el sabor de la sal, como en los sulfitos, las sales formadas por los ácidos metálicos, las sulfosales, etc., etc.

§ 359. Muchas sales pueden obtenerse, ya en el estado anhidro, ya en combinacion con cierta cantidad de agua. Un gran número de sales solubles retienen agua en combinacion, al precipitarse de sus disoluciones, y esta agua se llama *agua de cristalizacion*. La cantidad de agua de cristalizacion que toma una misma sal, cuando cristaliza *á igual temperatura* en una disolucion *idéntica*, es siempre la misma, y presenta una relacion simple en equivalentes con los del ácido y de la base que entran en la constitucion de la sal. Así, *el agua de cristalizacion de las sales sigue la ley de las combinaciones en proporciones definidas*, *que hemos observado en todas las demas combinaciones químicas*.

§ 360. Una misma sal se combina muchas veces con cantidades de agua muy diferentes, cuando la deposita una misma disolu-

cion, pero á distintas temperaturas. Así el sulfato de sosa toma 10 equivalentes de agua, si cristaliza en una disolucion acuosa á una temperatura inferior á 33°; y se precipita en estado anhidro, si la temperatura del líquido es superior á 33°. El sulfato de protóxido de manganeso, cristalizado en una disolucion acuosa á una temperatura inferior á $+6°$, tiene por fórmula $MnO.SO^3+7HO$. La misma sal cristalizada entre $+6°$ y $+20°$, se representa por $MnO.SO^3+6HO$. En fin, cuando cristaliza entre $+20°$ y $+30°$, no toma mas que 4 equivalentes de agua, y su fórmula es $MnO.SO^3+4HO$. En estos diferentes estados de hidratacion, los cristales de sulfato de manganeso presentan formas cristalinas muy diferentes é incompatibles; lo que demuestra que el agua de cristalizacion influye en la forma cristalina, del mismo modo que lo hacen los otros elementos de la sal. El sulfato de manganeso $MnO.SO^3+7HO$, pierde pronto su trasparencia, y á una temperatura de $+10°$ se disgrega por eflorescencia y se convierte en polvo. Al cabo de algun tiempo, la materia solo contiene 6 equivalentes de agua. Así pues, la sal ha adquirido, aun conservando su estado sólido, la composicion que le conviene á esta temperatura, y la misma que tendria si hubiese cristalizado en una disolucion cuya temperatura fuese de $+10°$. Igualmente, el sulfato $MnO.SO^3+6HO$, expuesto durante largo tiempo á un temperatura de $+30°$, se disgrega, pierde 2 equivalentes de agua y toma la composicion $MnO.SO^3+4HO$. Si se calienta esta última sal á una temperatura de 100° poco mas ó menos, suelta aun 3 equivalentes de agua, pero retiene el último, que no se le puede quitar sino calentándola hasta una temperatura superior á 250°. Así, el mismo sulfato de manganeso se ha obtenido hasta ahora con las composiciones siguientes:

$MnO.SO^3$	sulfato anhidro, sal cristalizada calentada á 300°,
$MnO.SO^3+HO$	sulfato cristalizado, calentado á 120°,
$MnO.SO^3+4HO$	sulfato que ha cristalizado entre $+20°$ y $+30°$,
$MnO.SO^3+6HO$	sulfato cristalizado entre $+6°$ y $+20°$,
$MnO.SO^3+7HO$	sulfato cristalizado debajo de $+6°$.

§ 361. Se ve por lo dicho que las sales hidratadas son susceptibles de perder sucesivamente su agua de cristalizacion, á temperaturas cada vez mas elevadas. Podemos naturalmente inferir que el agua que se desprende á la menor temperatura, no es retenida en la combinacion por una afinidad tan fuerte como la que sujeta al agua que resiste. Se concibe segun esto el mucho interés con que deben estudiarse estas deshidrataciones sucesivas de las diversas sales, á fin de dar á cada porcion de agua que se desprende el lugar y oficio

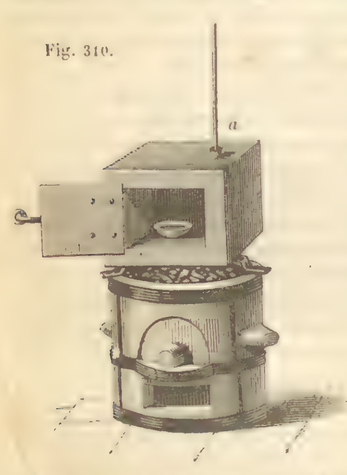
que verdaderamente le corresponden. En lo sucesivo se ofrecerán ocasiones de observar, que no siempre una sal hidratada puede perder toda su agua, sin modificarse completamente en su constitucion y en el conjunto de sus propiedades químicas. Así el fosfato de sosa ordinario, cristalizado á una baja temperatura, tiene por fórmula : $(2NaO)\ PhO^5 + 25HO$. Esta sal es eflorescente al aire, y por eso pierde en este flúido una parte de su agua. Si cristaliza á 30° próximamente, lo hace con menos agua, y los cristales, que ya no son eflorescentes, tienen por fórmula $(2NaO)\ PhO^5 + 17HO$. Si se calienta la misma sal á una temperatura de 150° poco mas ó menos, se obtiene un fosfato $(2NaO)\ PhO^5 + HO$, que solo encierra 1 equivalente de agua. Pero si se vuelven á disolver en el agua estas diversas sales hidratadas, y se las hace cristalizar de nuevo á una baja temperatura, depositan la misma sal primitiva $(2NaO)\ PhO^5 + 25HO$. Se ve segun esto que las deshidrataciones sucesivas que ha experimentado la sal, no la han modificado lo necesario para que, puesta en presencia del agua, deje de tomar su constitucion primitiva. Pero si se calienta el fosfatô de sosa hasta el rojo sombrío, pierde su último equivalente de agua, y su constitucion cambia completamente; pues disolviéndo esta materia en el agua y dejándola cristalizar, ya no se obtienen los fosfatos ordinarios hidratados, sino sales del todo diferentes en sus formas y en sus reacciones químicas. Por consecuencia, el último equivalente de agua hace un papel mucho mas importante que los otros, puesto que no es posible desalojarlo sin que se altere completamente la naturaleza de la sal. Diremos que este equivalente de agua es *agua de constitucion*, y que todos los demas forman el *agua de cristalizacion*.

§ 362. Un gran número de sales pierden parte de su agua de cristalizacion cuando se las deja abandonadas al aire no saturado de humedad, á la temperatura ordinaria; y si el aire está seco sueltan el agua mas fácilmente. Muchas veces se consigue llevar muy adelante la deshidratacion de una sal, exponiéndola en el vacío, bajo una campana y al lado de una cápsula que contenga ácido sulfúrico concentrado. Si se quiere determinar rigurosamente la cantidad de agua que la sal pierde en esta circunstancia, se pesa en una pequeña cápsula, cierta cantidad de la sal reducida á polvo fino, y se coloca bajo el recipiente de la máquina neumática, sobre otra cápsula ancha con ácido sulfúrico concentrado. Se deja expuesta durante 24 horas en el vacío, pesándola despues nuevamente; y es claro que la diferencia entre los dos pesos representará el agua perdida. Si colocada segunda vez en el vacío por espacio de

12 horas y vuelta á pesar, no se observa nueva merma en su peso, será prueba de que la sal habia perdido, durante las primeras 24 horas de exposicion en el vacío, toda el agua que podia soltar en estas condiciones. Si, por el contrario, se encontrase nueva diminucion en el peso, seria necesario poner la cápsula por tercera vez en el vacío; continuando de este modo hasta que ya no resulte diferencia alguna entre dos pesos consecutivos.

§ 363. Para determinar la cantidad de agua que una sal pierde sucesivamente á diferentes temperaturas, se usa muy á menudo en los laboratorios una pequeña estufa con aceite (fig. 310). Esta consiste en una caja de cobre provista de una portezuela, y formada de paredes dobles con el objeto de llenar de un aceite fijo el espacio que queda entre ellas. Para observar la temperatura, se introduce en el baño de aceite un termómetro, cuya varilla pasa por la abertura *a*. Se calienta la estufa sobre un hornillo, hasta que el termómetro indique la temperatura á que se quiere detener la desecacion. Se mantiene esta temperatura casi estacionaria, graduando convenientemente la accion del calor en el hornillo. Se coloca la cápsula con la cantidad exactamente pesada de la sal que se quiere desecar, en la camarita de la estufa, y despues se cierra la portezuela.

Fig. 310.



Por este medio es difícil conocer exactamente la temperatura á que se verifica la desecacion de la sal. Esta temperatura puede diferir notablemente de la que indica el termómetro de la estufa. Cuando las operaciones requieren mucha exactitud, es preciso emplear el procedimiento que hemos descrito con todos sus pormenores (§ 266), al hablar del ácido oxálico.

§ 364. Las sales que encierran mucha agua de cristalizacion se funden frecuentemente á temperaturas mas ó menos elevadas, y experimentan en este caso lo que se llama *fusion acuosa*. Puede considerarse la materia fundida como una disolucion de la sal anhidra en el agua de cristalizacion de la sal. Continuando la accion del calor, el agua de cristalizacion se escapa sucesivamente; la materia

se deseca, y puede fundirse á su vez, si se aumenta convenientemente la temperatura y si la sal soporta esta temperatura sin descomponerse. Se dice entónces que la sal anhidra experimenta la *fusion ígnea.*

§ 365. Ciertas sales anhidras producen pequeños estallidos, cuando se arrojan sus cristales sobre las ascuas, como se observa en nuestra sal comun. Se expresa este fenómeno diciendo que la sal *decrepita*; y esta decrepitacion de los cristales es ocasionada muchas veces por una corta cantidad de agua interpuesta en las laminitas cristalinas, la cual, reduciéndose súbitamente por la accion del fuego al estado de vapor, produce una serie de pequeñas detonaciones. Muchas veces la decrepitacion puede ser debida á que la sal es un cuerpo mal conductor del calor, lo cual origina en los diversos individuos cristalinos dislocaciones y roturas, que ocasionan el ruido ó chasquido que se oye en este caso.

§ 366. *Accion de la electricidad.* La pila eléctrica descompone fácilmente las sales, sobre todo cuando están disueltas en el agua. Si la pila es enérgica, la descomposicion de la sal puede efectuarse por entero, y aun producir una separacion completa entre sus elementos simples; pero si la pila es débil, habrá únicamente separacion entre el ácido y la base, trasportándose aquel al polo positivo, y esta al negativo de la pila. Puede observarse distintamente esta descomposicion, disponiendo el experimento como sigue: se vierte una disolucion de sal neutra, de sulfato de potasa por ejemplo, en un tubo encorvado *abc* (fig. 311); y se da color á la disolucion con un poco de jarabe de violetas. La materia colorante de este jarabe es enrojecida por los ácidos y enverdecida por los álcalis. Se introducen en la disolucion, por los extremos del tubo en U, los dos hilos de platino en que terminan los polos de la pila. El líquido se pone rojo en la rama *ab*, en que se ha introducido el polo positivo, y toma un color verde en la rama *bc*, donde se halla el polo negativo. Pasado algun tiempo, la separacion es muy perceptible, y se conserva miéntras la pila se halla en actividad. Pero si se sacan los hilos, los líquidos de las dos ramas se mezclan lentamente, el sulfato de potasa se vuelve á formar, y la materia colorante toma su color violeta primitivo. Es claro que se obtendrá al instante el mismo efecto, si se agita el tubo de modo que se mezclen rápidamente los líquidos de las dos ramas.

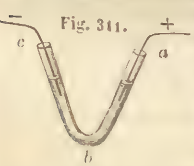


Fig. 311.

DE LA SOLUBILIDAD DE LAS SALES.

§ 367. El estudio de la solubilidad de las sales en los diferentes líquidos es uno de los mas importantes de la química, porque la diferencia de su solubilidad sirve de base á los procedimientos por medio de los cuales se las separa cuando están mezcladas entre sí; y muchas veces los métodos de preparacion se fundan en estas diferencias.

De todos los disolventes de las sales, el mas general é importante es el agua, pues son sin número las que se disuelven en este líquido, y frecuentemente en proporciones considerables. Algunas, y por lo regular las que son muy solubles en el agua, se disuelven tambien en el alcohol y en el espíritu de madera.

Variando con la temperatura la solubilidad de las sales en los líquidos, es necesario determinarla para los diferentes grados de la escala termométrica, desde las temperaturas mas bajas hasta las correspondientes al punto de ebullicion de las disoluciones, bajo la presion ordinaria de la atmósfera. La determinacion de esta solubilidad á temperaturas mas elevadas, valiéndose de vasos cerrados en los cuales pueda aumentarse la temperatura segun se quiera, seria sin duda de sumo interés; pero no se ha emprendido todavía. La solubilidad de las sales aumenta generalmente con la temperatura; sin embargo encontraremos en lo que irá siguiendo muchas excepciones de esta regla.

§ 368. Para obtener una disolucion saturada de una sal, á una temperatura determinada, pueden seguirse dos procedimientos diferentes. Se vierte el disolviente sobre la sal en exceso, de modo que los fragmentos de esta queden fuera del nivel del líquido, y se mantiene el todo durante muchas horas á la temperatura á que se quiere determinar la solubilidad. El líquido decantado encierra entónces toda la cantidad de sal que puede disolver á esta temperatura, en contacto con la sal cristalizada, y se dice que está *saturado*.

El segundo método consiste en disolver la sal á una temperatura superior á la que hemos fijado para determinar su solubilidad, y dejar que el líquido se enfríe lentamente hasta que adquiera la temperatura dada, que se mantiene despues estacionaria por espacio de un cuarto de hora. Una porcion de la sal se deposita durante el enfriamiento del líquido, y solo queda en disolucion la parte que este puede disolver á la temperatura que se desea. La experiencia hace ver que se obtiene para una misma sal el mismo coeficiente de solubilidad, empleando cualquiera de los dos métodos. Sin embargo.

son necesarias algunas precauciones cuando se usa el segundo. Se ha observado efectivamente que cuando un líquido no se halla en contacto con cristales ya formados de la sal que él disuelve, puede retener una porcion de esta sal mucho mas considerable de la que corresponde á su solubilidad normal para la temperatura que se considera. Las disoluciones saturadas de ciertas sales, mas solubles en caliente que en frio, pueden frecuentemente enfriarse en muchos grados sin depositar cristales; pero si se deja caer en ellas un pequeño cristal de la sal que las satura en exceso, este exceso de sal cristaliza inmediatamente, y á los pocos instantes el líquido no contiene mas que la cantidad normal de sal que disuelve á esta temperatura. Así pues, cuando los líquidos se hallen en contacto con un exceso de sal, no se observará en ellos mas que la solubilidad normal.

Una agitacion viva producida en el líquido saturado en exceso, ó la introduccion de un cuerpo extraño, sobre todo si este presenta irregularidades ó asperezas en su superficie, determina á menudo la separacion del exceso de sal disuelta. Este fenómeno es análogo al que presenta la congelacion de los líquidos, y puede atribuirse á la misma causa, á saber, á cierta dificultad que experimentan las moléculas salinas en moverse dentro del líquido, y en orientarse, digámoslo así, para tomar las posiciones convenientes á su agregacion cristalina. Esta es la causa de que el agua pueda enfriarse sin pasar al estado sólido, hasta un grado muy inferior á la temperatura ordinaria de su congelacion, cuando se halla en perfecto reposo; pero sumergiendo en ella un pedacito de hielo ó de vidrio algo puntiagudo, la congelacion se efectúa inmediatamente.

§ 369. El sulfato de sosa ofrece un ejemplo muy notable de esta inercia de las moléculas salinas en una disolucion. La solubilidad de esta sal aumenta rápidamente con la temperatura desde 0° hasta 33°; y al contrario disminuye desde 33° hasta los grados superiores, pero con mas lentitud de lo que habia aumentado entre 0° y 33°. A la temperatura de ebullicion el líquido encierra una proporcion de sal mucho mas considerable que á la ordinaria. Si se echa un poco de aceite ó de esencia de trementina sobre una disolucion caliente y saturada de sulfato de sosa, y se deja enfriar el líquido lentamente, en un paraje donde no tenga agitacion, se ve que no deposita cristales, aun cuando haya llegado á una temperatura en que solo la mitad de la sal primitivamente disuelta pueda quedar en el líquido, en virtud de su solubilidad normal. Pero si se introduce una punta de vidrio por entre la capa de aceite, hasta ponerla en contacto con la disolucion salina, la cristalizacion principia al instante.

Podemos ejecutar sobre la misma sal otro experimento mas patente y decisivo. Se vierte una disolucion de esta sal, saturada en caliente, en un tubo de vidrio con embudo (fig. 312), de modo que llene la capacidad *ab* hasta los $\frac{7}{8}$ poco mas ó menos. Se hace hervir el líquido por algunos instantes para expeler el aire; y en seguida, manteniendo siempre una ebullicion débil, se cierra rápidamente con el soplete la parte adelgazada *e*. Se deja enfriar el tubo, y se observa que la disolucion puede ser enfriada á 0° sin que cristalice, á pesar de que en este caso contiene 10 veces mas sal de la que podria tener en disolucion en virtud de su poder disolvente normal. Puede agitarse violentamente el tubo, sin que se efectúe la cristalizacion; pero en cuanto se rompa la extremidad cerrada, la sal cristaliza, y el líquido se cuaja de repente, notándose al propio tiempo que el tubo se calienta de un modo muy sensible. Este último efecto es debido al calor que se desprende de todos los cuerpos cuando pasan del estado líquido al sólido; y como el sulfato de sosa disuelto era líquido, y se ha solidificado al cristalizar, ha debido desprender calor. Igual desprendimiento se produce siempre que una sal cristaliza en una disolucion; pero no es apreciable sino en el caso que la cristalizacion sea pronta y abundante. Si la cristalizacion se verifica lentamente, por ejemplo, durante el enfriamiento sucesivo del líquido, el calor desprendido por la solidificacion de la sal retarda la velocidad del enfriamiento. Si la cristalizacion se efectúa por evaporacion espontánea, es todavía mas lenta; la evaporacion del líquido roba parte del calor, y el que se desprende de la sal que cristaliza no puede reconocerse sino por experimentos muy delicados.

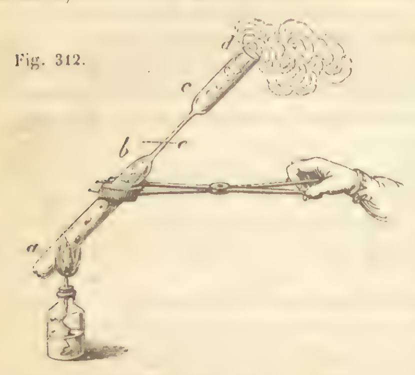


Fig. 312.

§ 370. Para determinar la solubilidad de una sal en el agua, á una temperatura dada, se busca siempre cuál es la cantidad de esta sal que se encierra en una disolucion saturada á dicha temperatura. Se prepara esta disolucion por uno de los métodos que hemos indicado, teniendo cuidado de mantenerla media hora lo menos en presencia de un exceso de sal cristalizada, á la temperatura respecto

de la cual se quiere determinar la solubilidad. Se vierten unos 50 gramos del líquido en un pequeño matraz (fig. 313), cuyo cuello

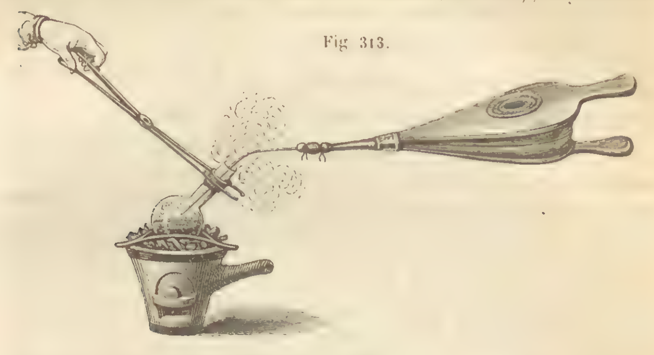


Fig 313.

debe tener poco mas ó menos 2 decímetros de largo; y se le pesa rápidamente, pero con exactitud. Se evapora el líquido, por ebullicion, sobre un pequeño hornillo, teniendo cuidado de mantener el cuello del matraz inclinado á los 45°, para evitar las pérdidas de sal por proyeccion. Conviene tenerlo sujeto con unas tenazas provistas en sus extremos de dos tapones de corcho, raspados de manera que puedan abrazar y sujetar el cuello del matraz. Evaporado el líquido, se continúa calentando el matraz, hasta que se haya desprendido completamente el agua de la disolucion, como tambien la de cristalizacion de la sal. Para expulsar los últimos restos de humedad, se introduce en el matraz un tubo de vidrio, adaptado al cañon de un fuelle, y se sopla lentamente. La corriente de aire arrastra consigo toda la humedad. Se pesa el matraz despues de frio, y se obtiene el peso de la sal anhidra y seca que contenia la disolucion.

Sean P el peso de la disolucion que se ha evaporado, p el peso de la sal anhidra obtenida; $(P-p)$ será el del agua. Un peso $(P-p)$ de agua disuelve un peso p de sal anhidra; por consiguiente 100 partes de agua disuelven $100 . \frac{p}{P-p}$ de sal anhidra, á una temperatura conocida T.

Si la sal cristalizada encierra agua de cristalizacion, podrá pedirse cuál es la menor cantidad de agua que puede disolver, á la temperatura T, un peso determinado de sal cristalizada. Sea π el peso de agua de cristalizacion que necesita otro peso p de sal anhidra, para formar $(p+\pi)$ de sal hidratada; la cantidad de agua que disuelve el peso $(p+\pi)$ de sal hidratada es evidentemente $(P-p-\pi)$. Se

dirá, pues, que un peso $(P - p - \pi)$ de agua disuelve un peso $(p + \pi)$ de sal hidratada, para formar una disolucion saturada á la temperatura T. Por consecuencia, 100 partes de agua formarán una disolucion saturada á la temperatura T con un peso $100 . \frac{p+\pi}{P-p-\pi}$ de sal cristalizada hidratada; ó tambien 100 partes de sal cristalizada hidratada se disolverán en un peso $100 . \frac{P-p-\pi}{p+\pi}$ de agua.

§ 371. La solubilidad, á diversas temperaturas, de una sal que encierra agua de cristalizacion, puede expresarse de dos modos: ya por la cantidad de agua que entra en la disolucion de la sal, saturada á estas temperaturas, ya por la que es preciso emplear para disolver cierto peso de sal hidratada, y obtener una disolucion saturada á la temperatura T. En el primer caso, la solubilidad se refiere á la sal anhidra, y se cuenta el agua de cristalizacion como cooperadora á la disolucion. En el segundo, se supone implícitamente que la sal se mantiene en la disolucion bajo el estado de hidrato, y que el agua añadida obra solo como líquido disolvente.

Hemos dicho (§ 364) que las sales hidratadas se funden en su agua de cristalizacion, ó experimentan la *fusion acuosa.* A la temperatura de esta fusion, es claro que un peso π de agua disuelve un peso p de sal anhidra; pero la solubilidad, en el agua, de una sal cristalizada es *infinita* para esta temperatura. En efecto, un gramo de agua disolveria, á la temperatura de su fusion acuosa, una cantidad indefinida de sal cristalizada; puesto que, á esta temperatura, la sal entra en disolucion en su misma agua de cristalizacion.

§ 372. Es con frecuencia mas fácil y exacto, en vez de evaporar la disolucion de una sal en el agua, para hallar la proporcion de la sal anhidra que contiene, determinar esta proporcion por un procedimiento químico, empeñando uno de sus elementos en un compuesto insoluble. Así, para determinar la cantidad de sulfato de sosa que un líquido encierra, se pueden pesar algunos gramos de esta disolucion, dilatarla en una cantidad indeterminada de agua, y echar en el líquido un exceso de cloruro de bario. Se recoge sobre un filtro el sulfato de barita precipitado, y se le pesa despues de lavado y calcinado. Del peso de sulfato de barita obtenido, se deduce fácilmente el del sulfato de sosa anhidro que le ha dado orígen. En efecto, sea p el peso del sulfato de barita; la composicion de este sulfato es:

1 eq.	barita..............	958,0
1 »	ácido sulfúrico.......	500,0
1 »	sulfato de barita.....	1458,0.

Un peso p de sulfato de barita corresponde por consiguiente á $p.\frac{500}{1458}$ de ácido sulfúrico.

El sulfato de sosa contiene :

1 eq.	sosa......................	387,2
1 »	ácido sulfúrico.............	500,0
1 »	sulfato de sosa anhidro......	887,2.

El peso de sulfato de sosa que corresponde á $p.\frac{500}{1458}$ de ácido sulfúrico, y por lo tanto al peso p de sulfato de barita, será dado por la proporcion :

$$500,0 : 887,2 :: p.\frac{500}{1458} : x, \text{ de donde } x = p.\frac{887,2}{1458,0}.$$

Igual procedimiento puede servirnos para determinar la solubilidad de cualquier sulfato.

Recíprocamente, la solubilidad de una sal de barita puede determinarse, precipitando la barita por un sulfato soluble, y calculando la proporcion de la sal de barita, cuya composicion se conoce, por el peso del sulfato de barita obtenido.

La solubilidad de un cloruro puede determinarse, precipitando el cloro en estado de cloruro de plata, siendo este medio el único que pueda emplearse respecto de las sales que se descomponen por el calor ántes de reducirse al estado anhidro, ó que se oxidan fácilmente al aire. Por ejemplo, el cloruro de magnesio, disuelto en el agua, no puede pasar al estado anhidro, sin descomponerse parcialmente ; resultando de esto que su solubilidad no podrá determinarse con exactitud por el método general fundado en la evaporacion, y que llevamos expuesto (§ 370).

§ 373. Supongamos que se haya determinado de este modo la solubilidad en el agua de una misma sal, para todas las temperaturas, desde las mas bajas hasta aquellas en que su disolucion saturada principia á hervir bajo la presion ordinaria de la atmósfera; podrán representarse las relaciones entre la solubilidad y las temperaturas, por una curva gráfica, contando las temperaturas sobre el eje de las abcisas, y marcando sobre las ordenadas correspondientes, longitudes proporcionales a las cantidades de sal disueltas por el mismo peso de agua. Esta curva podrá construirse con la suficiente precision, cuando se tenga cierto número (8 ó 10) de determinaciones directas de solubilidad, convenientemente sepa-

radas en la escala de las temperaturas, y servirá despues para hallar las solubilidades á todas las temperaturas intermedias.

La lámina adjunta presenta las curvas de solubilidad de un gran número de sales. La línea horizontal AX está dividida en 110 partes iguales, representando cada una 1 grado del termómetro centígrado: la temperatura del hielo al derretirse corresponde al cero de la division. Sobre la línea vertical AY se han tomado 100 divisiones iguales entre sí, pero que no lo son necesariamente á las de la línea horizontal AX.

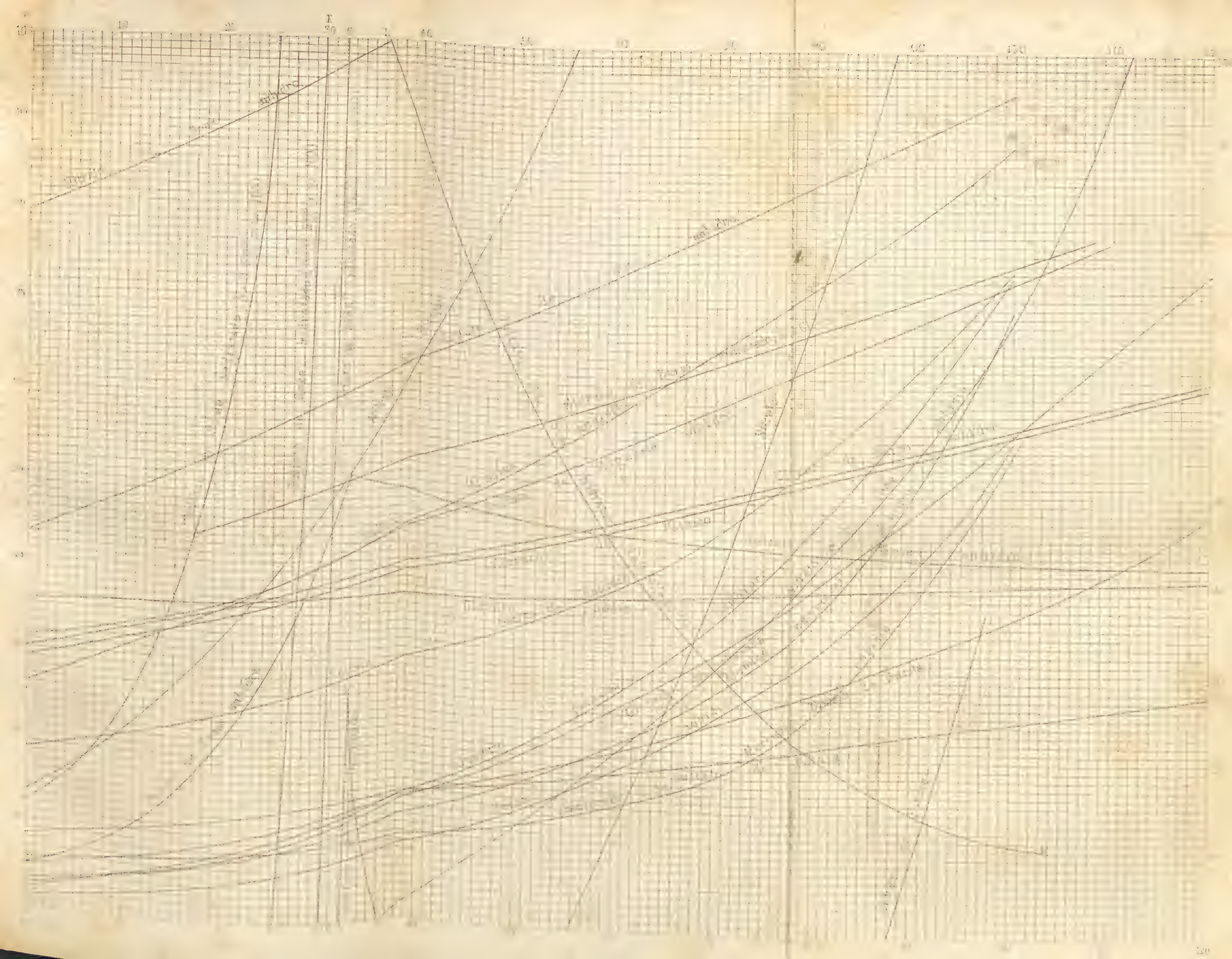
Supongamos que se trate de construir la curva de solubilidad del sulfato de sosa en el agua. La experiencia directa ha dado los números siguientes:

Temperatura	Sal anhidra disuelta por 100 partes de agua.	Sal cristalizada disuelta por 100 partes de agua.
0°,00	5,02	12,17
11 ,67	10,12	26,38
13 ,30	11,74	31,33
17 ,91	16,73	48,28
25 ,05	28,11	99,48
28 ,76	37,35	161,53
30 ,75	43,05	215,77
31 ,84	47,37	270,22
32 ,73	50,65	322,12
33 ,88	50,04	312,11
40 ,15	48,78	291,44
45 ,04	47,81	276,91
50 ,40	46,82	262,35
59 ,79	45,42	244,30
70 ,61	44,35	229,70
84 ,42	42,96	217,30
103 ,17	42,65	210,20.

Contaremos sobre el eje de las abcisas las temperaturas inscritas en la primera columna de la tabla, y marcaremos sobre las ordenadas correspondientes un número de divisiones igual al de gramos de sal disuelta por 100 gramos de agua. Estos últimos números van anotados en la segunda columna, y se refieren á la solubilidad de la sal anhidra; los de la tercera corresponden á la solubilidad de la sal cristalizada hidratada.

Los números de la segunda columna son los que da la experiencia directa. Los de la tercera se deducen de estos como vamos á ver:

El equivalente del sulfato de sosa anhidro es 887,2.



La composicion del sulfato de sosa cristalizado es :

1 eq.	sulfato de sosa anhidro.....	887,2
10 »	agua de cristalizacion......	1125,0
1 »	sulfato de sosa cristalizado..	2012,2.

Supongamos que á la temperatura T, 100 gramos de agua disuelvan p gramos de sulfato de sosa anhidro. Estos p gramos de sal anhidra corresponden á $p. \frac{2012,2}{887,2}$ de sal cristalizada, y toman $p. \frac{1125,0}{887,2}$ gramos de agua para trasformarse en sal cristalizada ; segun esto podrá decirse que $p. \frac{2012,2}{887,2}$ de sulfato de sosa cristalizado se han disuelto en $(100 - p. \frac{1125,0}{887,2})$ gramos de agua. Por consiguiente se hallará el peso de sal cristalizada disuelta por 100 gramos de agua, estableciendo la proporcion :

$$100 - p. \frac{1125,0}{887,2} : p. \frac{2012,2}{887,2} : : 100 : x,$$

de donde $x = 100\, p. \frac{2012,2}{887,2} . \frac{1}{100 - p. \frac{1125,0}{887,2}}$

§ 374. La curva de solubilidad del sulfato de sosa puede construirse sobre nuestra lámina de la manera ordinaria, entre las temperaturas de 0° y 25° ; y se ve representada por la rama BC, entre estos límites de temperatura. Pero como á las temperaturas superiores á 25°, 100 partes de agua disuelven mas de 100 partes de sal cristalizada, las ordenadas serán mayores que 100, y no cabrán en nuestra lámina. Con todo, si suponemos que esta se prolongue hácia su parte superior, de modo que venga á formar otra lámina igual á ella, se tendrán 200 divisiones sobre las ordenadas, y podrá continuarse la construccion de la curva. Desde 30° para arriba, las ordenadas son mayores que 200 divisiones, y será menester para continuar la curva, añadir una tercera lámina á la segunda, como se hizo ántes, y así sucesivamente. Supongamos ahora que las láminas segunda, tercera y cuarta, colocadas de este modo á continuacion de la primera, se sobrepongan á esta; la rama de curva cuyas ordenadas se hallan comprendidas entre 100 y 200 tomará la direccion DE, la rama cuyas ordenadas se hallan entre 200 y 300 se dirigirá segun FG, y la que tiene sus ordenadas superiores á 300 vendrá á colocarse en HK; por último, la rama cuyas ordenadas se encuentran otra vez entre 300 y 200, y que corresponden á las temperaturas comprendidas entre 36° y 110°, se situará

en LM. Para tener las ordenadas reales de la rama DE, habrá que añadir 100 á las ordenadas medidas directamente en la lámina. Las ordenadas reales de las ramas FG y LM resultarán adicionando 200 á las ordenadas aparentes tomadas sobre la lámina. Ultimamente, para obtener las ordenadas de la rama HIK, se añadirán 300 á las medidas directamente. Igual construccion se emplea para trazar las curvas de solubilidad de las sales, en que esta solubilidad es mayor que 100, pasada cierta temperatura : el nitrato de potasa es una de ellas.

§ 375. La solubilidad de un número bastante considerable de sales aumenta casi proporcionalmente con la temperatura, de manera que la curva que representa esta solubilidad difiere muy poco de la línea recta. Algunas veces esta línea se inclina ligeramente sobre el eje de las abcisas, y esto es lo que sucede con el cloruro de sodio, cuya solubilidad no aumenta de un modo sensible con la temperatura. Las líneas rectas que representan las solubilidades del sulfato de potasa, cloruro de potasio, cloruro de bario y sulfato de magnesia se hallan mas inclinadas sobre el eje de las abcisas. Las curvas de solubilidad del nitrato de barita, clorato de potasa y nitrato de potasa vuelven su convexidad hácia este eje; la curva del nitrato de potasa se eleva muy rápidamente á proporcion que crecen las abcisas.

La curva de solubilidad del sulfato de sosa es muy notable por su forma : se eleva rápidamente entre 0° y 33°, y en esta última temperatura presenta un punto de retroceso, desde el cual baja hácia el eje de las abcisas, volviéndole siempre su convexidad. Este punto singular que ofrece la curva en cuestion para la abcisa 33°, corresponde á un cambio notable que experimenta la constitucion de la sal á esta temperatura. En efecto, si se hace cristalizar al sulfato de sosa, evaporando el líquido que le mantiene disuelto, á una temperatura inferior á 33°, la sal cristaliza constantemente en estado de hidrato $NaO.SO^3+10HO$. Pero si la cristalizacion de la sal se verifica á una temperatura superior á 33°, la sal se precipita siempre en estado anhidro $NaO.SO^3$. Así pues, la discontinuidad que se observa en la curva de solubilidad para la abcisa 33°, coincide con un cambio producido en la constitucion de la sal á esta temperatura. La primera rama, comprendida entre las abcisas 0 y 33, se refiere á la sal hidratada $NaO.SO^3+10HO$; y la rama que va desde 33 hasta la abcisa correspondiente al punto de ebullicion del líquido saturado, pertenece á otra sal, al sulfato de sosa anhidro, $NaO.SO^3$.

§ 376. El conocimiento de las solubilidades relativas de las

diversas sales, á diferentes temperaturas, ofrece un interés sumo, porque puede servirnos para preveer el órden en que cristalizan estas sales á una temperatura dada, cuando se evapora la disolucion que las contiene. Supongamos que se tengan solamente dos sales mezcladas, el nitrato de potasa y cloruro de sodio, que presentan la misma solubilidad á la temperatura de 23°,6, correspondiente á la abcisa del punto en que se cruzan sus dos curvas. Para las temperaturas inferiores á 23°,6, la solubilidad del nitrato de potasa es menor que la del cloruro de sodio; y al contrario, es mayor que la de este cloruro para temperaturas superiores. De aquí resulta que si se deja evaporar, á una temperatura inferior á 23°,6, una disolucion que contenga proporciones iguales de las dos sales, el nitrato de potasa cristalizará primero; al paso que, si la evaporacion se efectúa en caliente, el cloruro de sodio será el primero que se precipite.

Estas inversiones producidas en el órden de solubilidad de las sales, variando la temperatura, determinan muy á menudo dobles descomposiciones, que se utilizan en las artes; y tenemos de ello un ejemplo notable en el cloruro de sodio y sulfato de magnesia. Si se deja evaporar, á una temperatura superior á 12°, un líquido que contenga cloruro de sodio y sulfato de magnesia, se deposita cloruro de sodio en cristales, y el sulfato de magnesia queda disuelto. Pero si la evaporacion se verifica bajo 7° ú 8°, ó mejor, si se enfría hasta 0° la disolucion saturada á 15°, esta deposita cristales de sulfato de sosa y retiene cloruro de magnesio. Hay pues, en este caso, doble descomposicion.

§ 377. Sin embargo, importa mucho observar que lo que acaba de decirse respecto de la solubilidad de las sales se refiere á su disolucion en el agua pura, y que su solubilidad puede ser muy diferente en el agua que ya contenga otras sales. Así una disolucion de nitrato de potasa, saturada á una temperatura determinada, no puede disolver nueva cantidad de esta sal á la misma temperatura; pero disolveria una proporcion notable, si de antemano se hubiera disuelto en el mismo líquido cierta cantidad de sal marina. Esto nos hace ver que la solubilidad del nitrato de potasa es mayor en una disolucion de sal marina que en el agua pura. Inversamente, la solubilidad del nitrato de potasa es mas débil en una disolucion de cloruro de potasio que en el agua pura; y por lo mismo, cuando se disuelva esta última sal en un líquido saturado de nitrato de potasa, se precipitará una porcion de este nitrato en forma de pequeños cristales.

La observacion ha demostrado que, cuando dos sales difieren entre

sí por el ácido y por la base que las forman, pudiendo ademas originar doble descomposicion, la presencia de una de ellas puede favorecer la solubilidad de la otra. La presencia del cloruro de sodio favorece de este modo la solubilidad del nitrato de potasa, porque se forman nitrato de sosa y cloruro de potasio, que son respectivamente mas solubles que el nitrato de potasa y el cloruro de sodio, por lo menos á temperaturas superiores á 25°. Mas si las dos sales difieren solamente en la base ó en el ácido, ya no podrá haber doble descomposicion entre ellas, y la presencia de la una hará que disminuya la solubilidad de la otra. Esta es la causa de que una disolucion de cloruro de potasio disuelva menos nitrato de potasa que el agua pura. Es menester sin embargo exceptuar el caso en que las dos sales se combinan y forman una sal doble, dotada de una solubilidad especial.

§ 378. Las disoluciones salinas requieren para hervir, temperaturas superiores á las que exige el agua pura, siendo la diferencia tanto mas considerable para una misma sal, cuanto mayor sea la cantidad que se halle disuelta. La temperatura de ebullicion de una disolucion salina debe tomarse con un termómetro, cuyo depósito se mantenga en el líquido hirviendo; pues si se hallara solamente en medio del vapor, y á una distancia notable del líquido, indicaria una temperatura muy poco superior á 100°.

En la tabla siguiente se encontrarán las temperaturas de ebullicion de algunas disoluciones salinas saturadas.

Nombres de las sales.	Proporciones de sal en 100 partes de agua.	Temperatura de ebullicion.
Clorato de potasa..........	61,5	104°,2
Cloruro de bario...........	60,1	104 ,4
Carbonato de sosa.........	48,5	104 ,6
Cloruro de potasio.........	49,4	108 ,3
Cloruro de sodio...........	41,2	108 ,4
Clorhidrato de amoniaco...	88,9	114 ,2
Nitrato de potasa..........	335,1	115 ,9
Cloruro de estroncio.......	117,5	117 ,8
Nitrato de sosa............	224,8	121 ,0
Carbonato de potasa.......	205,0	135 ,0
Nitrato de cal.............	362,0	151 ,0
Cloruro de calcio.........	325,0	179 ,5.

§ 379. Cuando dos sales, ó con mas generalidad dos cuerpos cualesquiera, se disuelven en el agua, puede haber aumento ó diminucion de temperatura. Un cuerpo que ha cristalizado en una

disolucion acuosa á una baja temperatura, y que por consiguiente encierra la mayor cantidad de agua combinada que puede tomar á esta temperatura, produce frio cuando se disuelve de nuevo en el agua, á la misma temperatura ó á temperaturas mas elevadas. Este enfriamiento es debido á la absorcion del calor, producida por la disgregacion de la sal, que al disolverse pasa del estado sólido al líquido. Puede considerarse este calor como una especie de calor latente de fusion de la sal; pero tal vez sea muy distinto del calor latente de fusion propiamente dicho, es decir del calor que absorbe el cuerpo cuando experimenta la fusion ígnea. Le daremos el nombre de *calor latente de disolucion de la sal*.

El sulfato de sosa cristalizado á bajas temperaturas, y cuya fórmula es $NaO.SO^3 + 10HO$, produce frio cuando se disuelve en el agua; verificándose lo propio con el cloruro de calcio cristalizado $CaCl + 6HO$. Las sales que cristalizan en frio sin agua de cristalizacion, como los cloruros de potasio y sodio, hacen tambien bajar la temperatura al disolverse en el agua.

La cantidad de calor que absorben pesos iguales de diversos cuerpos, disolviéndose en el agua, suele ser muy diferente, aun cuando estos cuerpos presenten mucha analogía en el conjunto de sus propiedades. Tomemos por ejemplo la sal marina y el cloruro de potasio: 50 gramos de la primera, disolviéndose en 200 centímetros cúbicos de agua, producen una baja de temperatura de 1°,9; miéntras el mismo peso de cloruro de potasio disminuye la temperatura en 11°,4, cuando se disuelve en igual cantidad de agua.

Las sales anhidras que cristalizan reteniendo agua de cristalizacion, al separarse de una disolucion acuosa á bajas temperaturas, producen casi siempre desprendimiento de calor, cuando se disuelven en el agua. Así el sulfato de sosa anhidro y el cloruro de calcio anhidro ocasionan una elevacion muy notable de temperatura, al disolverse en el agua. Hay en este caso como una sobreposicion de los dos efectos: 1° desprendimiento de calor, debido á la combinacion del cuerpo anhidro con el agua; 2° absorcion de calor, producida por la disolucion del cuerpo hidratado en el mismo líquido. Segun uno de estos efectos supere al otro, así habrá absorcion ó desprendimiento de calor.

§ 380. Se utiliza frecuentemente la absorcion de calor producida por la disolucion de ciertos cuerpos en el agua, para hacer *mezclas frigoríficas*. Cuando el agua que sirve para la disolucion es bastante fria, pueden obtenerse temperaturas de muchos grados bajo cero; por ejemplo, disolviendo 1 parte de cloruro de potasio en 4 partes

de agua á 10°, la temperatura de la disolucion es de — 1°,4; y si el agua que se emplea se halla á 0°, la disolucion marcará — 11°,4.

Esta baja de temperatura suele ser aun mas considerable, cuando en vez de disolver la sal en agua pura, se la disuelve en un líquido acidulado. Así, disolviendo sulfato de sosa cristalizado en ácido clorhídrico diluido, resulta una baja de temperatura de 25 á 30°. En esta propiedad se funda el procedimiento para obtener hielo en todas estaciones. El aparato que se emplea, y al cual daremos el nombre de *congelador artificial* ó *doméstico*, se halla representado en las figuras 314 y 315. Se compone de un cilindro hueco

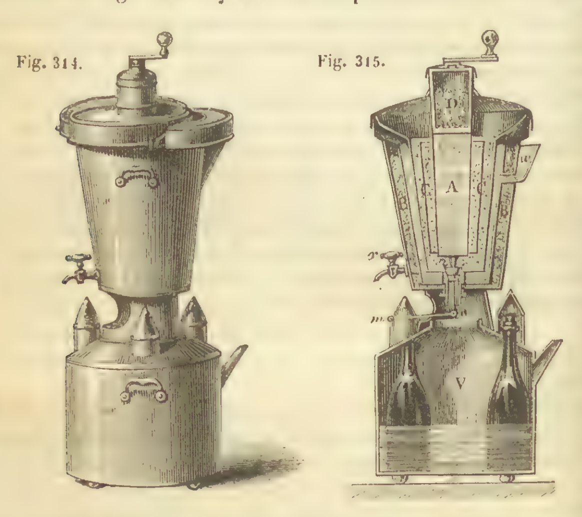


Fig. 314. Fig. 315.

C, destinado á recibir la mezcla frigorífica y rodeado de una capacidad cilíndrica *u*, en que se introduce el agua: esta se convierte en un cilindro hueco de hielo, por efecto del enfriamiento interior. En la misma mezcla frigorífica se sumerge otro vaso cilíndrico A, cerrado por abajo, que recibe un movimiento giratorio por medio de un manubrio, y lleva una armadura exterior convenientemente dispuesta para agitar la mezcla y renovar los puntos de contacto entre el cuerpo refrigerante y los vasos interior y exterior. Si se llena de agua el vaso A, esta se congela, así como la del espacio *u*. Para impedir que el calor del aire ambiente penetre hasta el interior, rodea al espacio *u* otro exterior B, que se llena de

una materia que conduzca mal el calor, como algodon, estopa, etc. De esta misma materia se ha llenado igualmente la tapadera hueca D, que cubre el cilindro interior A. Conviene que la mezcla frigorífica obre sucesivamente, á fin de obtener todo el efecto posible. Para ello se introducen primeramente, en la capacidad C, 1500 gramos de sulfato de sosa y 1200 de ácido clorhídrico; la temperatura del agua que ha de congelarse disminuye á los 5 ó 6 minutos desde 25° á 0°. Se abre entónces el orificio inferior *s*, empujando el tapon por medio de la palanquita angular *mn*, con lo cual la mezcla, que ha pasado al estado líquido, cae en el vaso inferior V. Se introduce en seguida, en la misma capacidad C, otra dósis de mezcla, igual á la primera, y se la deja obrar un cuarto de hora, sacando despues la mezcla liquidada, como se hizo anteriormente. Se echan del mismo modo la tercera y cuarta dósis, manteniéndolas durante el mismo espacio que la segunda. Se emplean así 6 kilógramos de sulfato de sosa y 5 de ácido clorhídrico; la operacion dura una hora, y se obtienen unos 5 ó 6 kilógramos de hielo. Puede aprovecharse el líquido que se recibe muy frio en el vaso inferior V, para enfriar bebidas.

Muchos cuerpos solubles en el agua, puestos en contacto con hielo, le derriten con prontitud y se disuelven en el agua que resulta de esta licuacion. La baja de temperatura que se obtiene en este caso es bastante considerable, pues depende no solo del calor latente de disolucion de la sal, sino del calor latente de fusion del hielo. Mezclando sal marina pulverizada con hielo machacado, resulta una mezcla cuya temperatura baja hasta —14°; y si se mezcla cloruro de calcio cristalizado y reducido á polvo fino con nieve ó hielo quebrantado lo mas finamente posible, se produce una temperatura que llega á —45°.

Obtiénese todavía un frio bastante intenso, introduciendo hielo en una disolucion concentrada y fria de cloruro de calcio: el hielo se derrite rápidamente, y la temperatura puede bajar hasta —30°.

DE LA ACCION DESCOMPONENTE QUE EJERCEN LOS ÁCIDOS SOBRE LAS SALES Y COMPUESTOS BINARIOS QUE RESULTAN DE LA UNION DE LOS METALES CON LOS METALOIDES.

§ 381. Las reacciones de los diversos ácidos sobre las sales y compuestos binarios que resultan de la accion de los hidrácidos sobre las oxibases, pueden preveerse con el auxilio de ciertas leyes generales, fundadas en la observacion y que nos proponemos exponer.

Si el ácido que ejerce la reaccion es idéntico al que existe en la sal, esta suele combinarse con nueva cantidad del mismo, resultando una sal con exceso de ácido. Si se añade ácido sulfúrico al sulfato de potasa, $KO.SO^3$, se forma bisulfato de potasa, $KO.2SO^3$. Del mismo modo, si se hace pasar una corriente de gas ácido carbónico por una disolucion de carbonato neutro de potasa, $KO.CO^2$, se forma bicarbonato de potasa, $KO.2CO^2$.

Cuando la base de la sal no es susceptible de formar combinacion con mayor cantidad de ácido, la sal se disuelve con frecuencia en el ácido añadido, sobre todo si este se halla muy dilatado; y así el nitrato de potasa se disuelve en una disolucion debilitada de ácido nítrico, pero cristaliza sin alteracion, evaporando el líquido.

§ 382. Si el ácido que obra es diferente del que existe en la sal, habrá descomposicion en muchas circunstancias, y son las que vamos á indicar:

Habrá descomposicion, siempre que la sal sea soluble en el agua, y el ácido que obra pueda formar con la base un compuesto insoluble. Echando ácido sulfúrico en una disolucion de nitrato de barita, se precipita inmediatamente sulfato de barita, y el ácido nítrico queda libre en el líquido. Si la base de la sal forma con el nuevo ácido una sal soluble, y la reaccion se efectúa en medio de una masa de agua bastante grande para mantener una ú otra sal en disolucion, no podrá decidirse, en general, si se ha formado una nueva sal, ó si la primitiva se ha conservado inalterable en el líquido. Mas si la nueva sal es menos soluble que la primitiva, puede siempre obtenerse descomposicion, evaporando el líquido hasta que la nueva sal no pueda permanecer disuelta. Esta sal se precipitará en virtud del principio enunciado, puesto que es realmente insoluble en el líquido, reducido al grado de concentracion que se le ha dado.

Si se vierte ácido sulfúrico en una disolucion débil de nitrato de potasa, no hay indicios de descomposicion; pero evaporando convenientemente el líquido, se deposita sulfato de potasa, porque esta sal es menos soluble que el nitrato, principalmente á temperaturas elevadas. Al contrario, el ácido nítrico podrá descomponer al sulfato de potasa, si se efectúa la evaporacion á muy bajas temperaturas; pues á 0° el nitrato de potasa es menos soluble que el sulfato.

Reacciones semejantes se verifican entre los hidrácidos y las sales, ó entre los oxácidos y los compuestos binarios de los metales con los metaloides susceptibles de formar hidrácidos con el hidrógeno; y la circunstancia que las produce es tambien la solubilidad. Echando

ácido clorhídrico en una disolucion de sulfáto de plata, se precipita cloruro de plata, y queda en el líquido ácido sulfúrico libre:

$$AgO.SO^3 + HCl + nHO = AgCl + SO^3(n+1)HO.$$

Igualmente, cuando se vierte ácido clorhídrico en una disolucion de nitrato de plomo, se precipita cloruro de plomo en forma de laminitas cristalinas. Sin embargo, si el líquido se halla muy diluido, existirá agua suficiente para mantener al cloruro de plomo en disolucion, y no habrá señal ninguna de descomposicion; pero esta se manifestará cuando se evapore el líquido convenientemente.

§ 383. A veces *se produce descomposicion por la insolubilidad del ácido que existe en la sal.* Si se vierte ácido sulfúrico ó nítrico en una disolucion concentrada de borato de sosa, se forma sulfato ó nitrato de sosa, y el ácido bórico se precipita en laminitas cristalinas. Cuando el líquido está bastante dilatado para que el ácido bórico pueda quedar disuelto, no hay caractéres aparentes que anuncien descomposicion, pero se reconoce fácilmente que la ha habido, aun en el líquido diluido. Basta recordar para ello que el ácido bórico no obra sobre la tintura de tornasol, sino á la manera de los ácidos débiles, es decir que solo produce el color rojo vinoso; al paso que los ácidos sulfúrico y nítrico dan un color rojo pálido característico para los ácidos fuertes. Por consiguiente, si despues de echar las primeras gotas de ácido sulfúrico ó nítrico, estos ácidos quedan libres, la disolucion deberá producir con la tintura de tornasol el color rojo que dan los ácidos enérgicos; al contrario, si aquellas han descompuesto una cantidad correspondiente de borato de sosa, dejando en libertad al ácido bórico, el líquido dará un color rojo vinoso. Pero en el caso que nos ocupa, se observa que la tintura toma este color vinoso en cuanto se vierten las primeras gotas de ácido, y que lo conserva hasta que todo el borato se ha trasformado en sulfato. Una gota nada mas de ácido sulfúrico seria ya suficiente para dar á la tintura el color rojo pálido característico. En este caso la reaccion no es debida á la insolubilidad del ácido bórico, sino á la circunstancia *de ser los ácidos sulfúrico y nítrico mucho mas enérgicos que el ácido bórico.*

§ 384. *Déjanse siempre descomponer las sales por un ácido menos volátil que el de la sal.*

El ácido carbónico es gaseoso á la temperatura ordinaria, y poco soluble en el agua. El ácido nítrico, disuelto en agua, no hierve hasta una temperatura superior á 100°; luego deberá desalojar fácilmente al ácido carbónico, aun en frio. Esto es lo que en efecto sucede, pues todos los carbonatos son descompuestos por el ácido

nítrico. Igual descomposicion experimentan estas sales por la accion de los hidrácidos, como la del ácido clorhídrico; que si bien se presenta gaseoso á la temperatura ordinaria, es sin embargo muy soluble en el agua, y su disolucion necesita para hervir mas de 100°. El ácido nítrico acuoso hierve á una temperatura poco superior á 100°, miéntras la ebullicion del ácido sulfúrico concentrado no principia hasta 325°. Así pues, bajo la influencia del calor, el ácido sulfúrico desolajará al nítrico de todas sus combinaciones.

Los ácidos sulfúrico y fosfórico son muy enérgicos, pero el segundo es menos volátil que el primero; luego este será desalojado fácilmente por el ácido fosfórico, con la intervencion del calor.

Hemos visto que el ácido sulfúrico descompone en frio los boratos que se hallen en disolucion; pero como el ácido bórico es mucho mas fijo que el sulfúrico, descompondrá todos los sulfatos á una temperatura elevada.

El ácido silícico obra sobre las disoluciones, como un ácido muy débil; y los silicatos alcalinos solubles se dejan descomponer por los ácidos menos enérgicos que se conocen, aun por el ácido carbónico. Lo contrario sucede bajo la influencia del calor, pues el ácido silícico desaloja en este caso todos los demas ácidos.

Las reacciones que los diversos ácidos ejercen sobre una sal, dependen de la naturaleza del líquido que la disuelve; porque el órden de solubilidades puede quedar invertido en un todo cuando se pasa de un disolvente á otro. Si se echa ácido acético en una disolucion acuosa de carbonato de sosa, el ácido carbónico se desprende con efervescencia. Dos son las causas que contribuyen á esta descomposicion: el ácido acético es un ácido mas fuerte que el ácido carbónico, y por otra parte este es gaseoso á la temperatura ordinaria, siendo al propio tiempo poco soluble en el agua. Al contrario, el acetato de potasa se deja descomponer por el ácido carbónico, cuando la sal se halla disuelta en el alcohol. Esta descomposicion, inversa de la precedente, consiste en que el carbonato de potasa es insoluble en el alcohol concentrado. Vemos, pues, que en este caso la descomposicion es producida por la insolubilidad del carbonato.

El grado de concentracion del ácido y la temperatura influyen sobre manera en estas reacciones. Si se vierte una disolucion de ácido sulfhídrico en otra de cloruro de antimonio dilatada, se forma un precipitado de sulfuro de antimonio; y al contrario, si se calienta sulfuro de antimonio juntamente con una disolucion concentrada de ácido clorhídrico, se forma cloruro de antimonio, y se desprende ácido sulfhídrico.

§ 385. *Cuando el ácido de una sal y el que ha de ejercer la reaccion son gaseosos y poco solubles en el agua, y ademas sus afinidades con las bases son próximamente iguales, el ácido que se halla en mayor proporcion desaloja al otro.* Segun este principio, cuando se hace pasar durante largo tiempo una corriente de gas ácido carbónico por la disolucion de un sulfuro alcalino, todo este puede quedar trasformado en carbonato, con desprendimiento de ácido sulfhídrico. Recíprocamente, haciendo pasar ácido sulfhídrico por la disolucion de un carbonato alcalino, se consigue al cabo de cierto tiempo convertir por entero la sal alcalina en sulfuro de potasio.

El vapor de agua, á una temperatura elevada, desaloja al ácido carbónico de los carbonatos, cuando se les calienta en un tubo de platino, en medio de una corriente de vapor de agua; y se forma hidrato de potasa. Inversamente el hidrato de potasa, calentado á la misma temperatura en una corriente de gas ácido carbónico, se trasforma en carbonato de potasa.

Se echa de ver por lo dicho la influencia de la masa en todas estas reacciones, análoga á la que dejamos indicada (§ 328).

ACCION DE LAS BASES SOBRE LAS SALES Y COMPUESTOS BINARIOS QUE RESULTAN DE LA REACCION DE LOS HIDRÁCIDOS SOBRE LAS OXIBASES.

§ 386. Cuando se pone una sal en presencia de nueva cantidad de la base que ya contiene, no hay accion en muchos casos. Esto es lo que resulta, siempre que el ácido de la sal no pueda formar otra sal mas básica que la primitiva. Si se añade potasa á una disolucion de sulfato de potasa, y se evapora el líquido, el sulfato de potasa primitivo cristaliza de nuevo. Pero otras veces hay combinacion; por ejemplo, añadiendo potasa á una disolucion de bisulfato de potasa, se forma sulfato neutro de potasa. Una disolucion de acetato neutro de plomo puede disolver nueva cantidad de óxido de plomo, originando un acetato básico.

Si la base que se agrega á la disolucion de una sal es diferente de la que existe en esta, hay con frecuencia descomposicion de la sal primitiva y formacion de una sal nueva. La descomposicion se verifica en este caso por circunstancias análogas á las que producen la reaccion de los ácidos sobre las sales.

§ 387. *En general, hay descomposicion de una sal soluble, cuando la base que obra puede formar una sal insoluble con el ácido de la primitiva.* Si se echa barita en una disolucion de sulfato de potasa, se precipita sulfato de barita, y la potasa cáustica queda disuelta. Del mismo modo, la barita descompone al carbonato de potasa di-

luido, y se precipita carbonato de barita. El estado de concentracion del líquido tiene grande influencia en todas estas descomposiciones; pues si se deja hervir carbonato de barita con una disolucion concentrada de potasa cáustica, se le priva de una proporcion notable de ácido carbónico, y se forma carbonato de potasa.

§ 388. Muchas veces *la descomposicion es debida á la insolubilidad de la base que existe en la sal.* Así la potasa descompone al nitrato de plomo, y se precipita óxido de plomo hidratado. Sucede lo propio con todas las sales formadas por óxidos metálicos insolubles. Con todo, conviene en este caso atribuir en parte la descomposicion á la afinidad preponderante de la potasa con el ácido; porque este álcali es una base mucho mas poderosa que los óxidos metálicos.

§ 389. A veces *un óxido metálico insoluble descompone una sal que contenga una base igualmente insoluble.* El óxido de plata, por ejemplo, descompone al nitrato de cobre en disolucion, y precipita al óxido de cobre. La descomposicion es producida en este caso por la afinidad predominante del óxido de plata con el ácido nítrico.

§ 390. *Cuando la base de la sal es volátil, la expulsa ordinariamente otra base mas fija,* sobre todo si interviene la accion del calor. Por esta causa la cal desaloja fácilmente al amoniaco de sus combinaciones. Igual descomposicion producen, bajo la influencia del calor, los óxidos metálicos insolubles, siendo así que sus sales se dejan descomponer por el amoniaco cuando se encuentran disueltas. De este modo el óxido de plomo, calentado en seco juntamente con clorhidrato de amoniaco, desprende amoniaco, y forma cloruro de plomo. Por el contrario, el amoniaco descompone al cloruro de plomo en disolucion, y precipita óxido de plomo.

ACCION RECÍPROCA DE LAS SALES, Y DE LOS COMPUESTOS BINARIOS ENTRE SÍ Y SOBRE LAS SALES.

§ 391. Cuando se mezclan dos sales, pueden presentarse varios casos:

Algunas veces *las sales se combinan entre sí, y forman una sal doble.* El sulfato de alúmina se combina con el sulfato de potasa, resultando una sal doble, que se conoce con el nombre de *alumbre*. El cloruro de potasio se combina con el percloruro de platino, y da un cloruro doble de platino y potasio.

Otras veces no hay accion aparente entre las dos sales mezcladas, y se reproducen cuando se evapora la disolucion.

Pero tambien puede haber entre las dos sales descomposicion mútua, á que dan márgen circunstancias generales*, que importa mucho examinar con cuidado; pues con su auxilio podremos las mas de las veces preveer *a priori* las reacciones que deben verificarse. Distinguiremos el caso en que se calientan las dos sales mezcladas, sin el contacto del agua, ó por *via seca,* de aquel en que se las pone en presencia hallándose disueltas en agua, esto es, cuando se las trata por *via húmeda.*

Accion mútua de las sales por via seca.

§ 392. Cuando se calientan juntas dos sales formadas por el mismo ácido, pero de bases diferentes, suelen combinarse en proporciones definidas, dando lugar á sales dobles que cristalizan por enfriamiento. Obtiénense de este modo una multitud de silicatos dobles, que por su hermosa cristalizacion presentan los caractéres de combinaciones definidas. Pueden tambien prepararse así cloruros dobles y otras muchas sales de este género; pero es muy frecuente que se deshagan las combinaciones de las dos sales, cuando se trata de disolver la materia en el agua; y en este caso cristalizan por separado las que se mezclaron primitivamente.

§ 393. *Si se somete á la accion del fuego una mezcla de dos sales que tengan ácidos y bases diferentes, y que, por el cambio recíproco de estos componentes, puedan originar una nueva sal mas volátil, esta se formará casi siempre.*

Calentando clorhidrato de amoniaco con carbonato de cal, se forma cloruro de calcio y carbonato de amoniaco, que es mucho mas volátil que ninguna de las sales mezcladas. Por igual razon, una mezcla de sulfato de amoniaco y cloruro de calcio da, exponiéndola á la accion del calor, clorhidrato de amoniaco que se volatiliza, y sulfato de cal que queda como residuo. Se observa muy á menudo que las reacciones producidas por via seca entre dos sales, son precisamente inversas de las que se verifican en una disolucion acuosa. Acabamos de ver en efecto, que calentando una mezcla de clorhidrato de amoniaco y carbonato de cal, se obtiene carbonato de amoniaco y cloruro de calcio. Si, al contrario, se vierte carbonato de amoniaco en una disolucion de cloruro de calcio, se forma carbonato de cal que se precipita, y clorhidrato de amoniaco que permanece en el líquido. En el primer caso, la reaccion es debida á la

* Las leyes que se observan en la doble descomposicion de las sales y en las reacciones que sobre estas ejercen los ácidos y las bases, se llaman *leyes de Berthollet.*

volatilidad del carbonato de amoniaco, y en el segundo, á la insolubilidad del carbonato de cal.

Accion mútua de las sales por via húmeda.

§ 394. *Cuando se mezclan dos sales en disolucion que pueden dar una sal insoluble, por el cambio recíproco de sus ácidos y bases, la descomposicion se verifica siempre, y la sal insoluble se precipita.*

Si se vierte una disolucion de sulfato de sosa en otra de nitrato de barita, se precipita sulfato de barita, y queda en el líquido nitrato de sosa:

$$NaO.SO^3 + BaO.AzO^5 = BaO.SO^3 + NaO.AzO^5.$$

Igualmente, si se vierte una disolucion de carbonato de sosa en otra de cloruro de calcio, se precipita carbonato de cal, y se forma cloruro de sodio que queda disuelto:

$$CaCl + NaO.CO^2 = CaO.CO^2 + NaCl.$$

Para que haya reaccion entre las dos sales, no es necesario que pueda formarse, entre sus elementos, una sal insoluble en el agua, y basta que pueda producirse, en circunstancias realizables segun se quiera, una sal menos soluble que las dos primitivas.

Si se mezcla, por ejemplo, una disolucion de cloruro de potasio con otra de nitrato de sosa, y se evapora el líquido á una baja temperatura, se separan las dos sales primitivamente mezcladas; el cloruro de potasio cristaliza primero, y el nitrato de sosa queda en el líquido. Si, por el contrario, se evapora la disolucion á la temperatura en que principia á hervir, se produce doble descomposicion: se deposita cloruro de sodio, que á esta temperatura es la menos soluble de todas las combinaciones que pueden formarse entre los ácidos y las bases puestos en presencia, y el nitrato de potasa queda disuelto. El líquido decantado deja cristalizar nitrato de potasa durante su enfriamiento.

§ 395. Pueden obtenerse con frecuencia descomposiciones inversas, haciendo cristalizar los líquidos á temperaturas diferentes. Supongamos que existan á un tiempo en disolucion ácidos sulfúrico y clorhídrico, sosa y magnesia; y que ademas las proporciones de los ácidos sean las precisas para saturar exactamente las bases. Puede presumirse en este caso que el líquido contiene:

Cloruro de sodio
y sulfato de magnesia,

ó cloruro de magnesio
y sulfato de sosa,

ó simultáneamente, cloruros de sodio y de magnesio,
y sulfatos de sosa y de magnesia.

Es imposible decidir el órden en que los ácidos y las bases se hallan combinados en el líquido. Si se evapora la disolucion á una temperatura superior á 15°, cristaliza cloruro de sodio, el cual es el menos soluble de todos los productos posibles en las circunstancias de temperatura en que ponemos la disolucion. La mayor parte del cloruro de sodio puede separarse de este modo, y si continúa la evaporacion, se obtiene sulfato de magnesia mezclado con una pequeña cantidad de cloruro de sodio.

Si al contrario, se evapora el líquido á una baja temperatura, á 0° por ejemplo, el sulfato de sosa viene á ser la menos soluble de todas las combinaciones posibles, y es la primera que se precipita, quedando disuelto el cloruro de magnesio.

Se ve por lo dicho que con la misma disolucion puede obtenerse cloruro de sodio y sulfato de magnesia, ó sulfato de sosa y cloruro de magnesio, segun la evaporacion se pratique en caliente ó en frio; y se podrá siempre determinar *a priori*, consultando nuestra lámina de solubilidades, página 72, qué sales serán las que se formen, á cierta temperatura y en qué órden se irán depositando. Concíbase por esto lo importante que seria el conocimiento exacto de las curvas de solubilidad de diferentes sales; mas por desgracia se limita actualmente á muy corto número de ellas.

Puede determinarse á menudo el depósito de una de las sales sin necesidad de evaporar el líquido, modificando tan solo la naturaleza del disolvente. Si, por ejemplo, se mezcla una disolucion de acetato de potasa con otra de cloruro de calcio, no hay reaccion aparente, á menos que los líquidos se hallen muy concentrados; pero si se añade á la disolucion una cantidad suficiente de alcohol, se deposita cloruro de potasio y queda en el líquido acetato de cal.

Cuando existen simultáneamente ácidos y bases en una misma disolucion, es imposible las mas veces descubrir el modo como están combinados, ni menos decidir del órden en que estas sales se irán separando del líquido al cristalizar; pues únicamente se determina este órden por la menor solubilidad en las circunstancias de temperatura á que se opera, pudiendo admitirse que la sal menos soluble se forma en el momento mismo que cristaliza.

Sin embargo puede fijarse en ciertos casos con bastante probabilidad la naturaleza de las sales que existen en una disolucion. Esto es lo que, por ejemplo, sucede con la mezcla de dos grupos de ácidos y bases, cuando una de estas forme sales incoloras con los dos ácidos, y la otra sales coloreadas con estos mismos ácidos, pero de diferentes tintas. Si se mezcla una disolucion de sulfato de protóxido de hierro con otra de acetato de sosa, se reconoce en el color pardo del líquido, que esta contiene acetato de hierro y sulfato de sosa, inmediatamente despues de la mezcla. En efecto, el sulfato de hierro tiñe al líquido de verde claro, y el acetato de hierro le da un color pardo; ademas, una corriente de gas ácido sulfhídrico no tiene accion sobre una disolucion de sulfato de protóxido de hierro, siendo así que descompone al acetato de protóxido de hierro, produciendo un depósito de sulfuro negro de hierro. Pero este mismo precipitado es el que se forma cuando se hace pasar gas ácido sulfhídrico por un líquido en que se han disuelto juntos acetato de sosa y sulfato de protóxido de hierro. Sin embargo este último carácter es menos decisivo que el de la coloracion, porque siempre puede admitirse que la descomposicion recíproca de las dos sales no se verifica sino bajo la influencia del ácido sulfhídrico, y que es determinada por la insolubilidad del sulfuro de hierro, el cual puede formarse en el caso de la descomposicion recíproca, pero no lo haria si las dos sales mezcladas subsistiesen sin reaccion.

§ 397. Puede á veces *descomponerse una sal insoluble dejándola hervir mucho tiempo con una sal soluble.* Esto acontece cuando la base de la sal insoluble primitiva puede formar otra sal insoluble con el ácido de la sal soluble que ejerce la reaccion ; y así las sales insolubles formadas por la barita, estronciana y cal, tales como los sulfatos de barita y estronciana, los fosfatos ó arseniatos de barita, estronciana y cal, son descompuestas cuando hierven con una disolucion de carbonato de potasa ó de sosa. Se forma un carbonato de barita, estronciana ó cal, y queda en el líquido la base alcalina combinada con el ácido de la sal primitiva insoluble. Con todo, para que la descomposicion sea completa, es preciso emplear un grande exceso de carbonato alcalino. Esta descomposicion se efectúa con mas facilidad, cuando se opera por via seca; y por lo mismo la emplearemos á menudo en lo que irá siguiendo, para reconocer la naturaleza de una sal insoluble. El ácido de esta sal forma así una sal alcalina soluble, pudiendo distinguírsele por los caractéres que muy pronto indicaremos. La base queda en estado de carbonato insoluble, pero tratando este carbonato por un ácido, como el ácido nítrico, que forme con la base una sal soluble, se obtiene una

disolucion de la base, sobre la cual pueden comprobarse las reacciones químicas que caracterizan esta base.

CARACTÉRES DISTINTIVOS QUE SIRVEN PARA RECONOCER EL ELEMENTO ELECTRONEGATIVO DE LOS COMPUESTOS BINARIOS FORMADOS POR LOS METALES, Y LA NATURALEZA DEL ELEMENTO ELECTRONEGATIVO, Ó DEL ÁCIDO, QUE ENTRA EN LA CONSTITUCION DE UNA SAL.

§ 398. Dado un compuesto binario de un metal y un metaloide, ó una sal formada por un óxido metálico, ¿cómo podrá conocerse la naturaleza del compuesto binario, ó la de la sal? La solucion de este importante problema se divide ordinariamente en dos partes: 1ª la determinacion del elemento electronegativo, esto es, del metaloide del compuesto binario, ó la del ácido de la sal; 2ª la determinacion del elemento electropositivo, esto es, del metal del compuesto binario, ó de la base de la sal.

Nos concretaremos por ahora á la primera parte de la cuestion, proponiéndonos dilucidar la segunda al tratar de cada metal en particular.

Determinacion del elemento electronegativo, ó que determina el género en las combinaciones binarias que forman los metales con los metaloides.

Oxidos.

§ 399. Los caractéres que sirven para decidir si un compuesto binario, formado por un metal, es un óxido, se reducen muchas veces á los caractéres físicos de estos óxidos; y por lo mismo procuraremos indicarlos con toda precision al trazar la historia de cada metal. Otras veces nos fundamos en la propiedad que tienen de disolverse en los ácidos fuertes, tales como el ácido sulfúrico concentrado, sin dar lugar á desprendimiento de gases ó vapores ácidos, y sin que pueda reconocerse en la disolucion otro ácido que el empleado para producirla.

La mayor parte de los óxidos metálicos se dejan reducir por el gas hidrógeno con la intervencion del calor; el metal queda libre y únicamente se desprende vapor de agua. Si se cuida de emplear gas hidrógeno seco, la aparicion de gotitas de agua no ácidas, que se condensan en la parte anterior y fria del tubo en que se calienta la materia, será un indicio seguro de que la sustancia que se trata es una materia oxidada.

Sin embargo ciertos óxidos metálicos no se reducen por el gas hidrógeno, y son los de potasio, sodio, litio, bario, estroncio, calcio, magnesio, aluminio, y los de todos los metales terrosos. Pero los óxidos de potasio, sodio, litio, bario, estroncio, calcio y magnesio son mas ó menos solubles en el agua, y tienen reaccion alcalina muy marcada sobre la tintura de tornasol. Esta propiedad solo se extiende á los sulfuros correspondientes, que por lo demas se distinguen fácilmente de los óxidos en la reaccion que presentan con los ácidos, los cuales producen un desprendimiento abundante de ácido sulfhídrico, fácil de reconocer por su olor.

Los óxidos de aluminio y de todos los demas metales terrosos no se descomponen por el hidrógeno, son insolubles en el agua, y por consiguiente no ejercen accion sobre la tintura de tornasol. Se les reconoce en su insolubilidad en el agua, y en que tratados por el ácido sulfúrico se disuelven sin desprender vapores ácidos, y sin que sea posible comprobar en el líquido la presencia de otro ácido que no sea el ácido sulfúrico.

Sulfuros.

§ 400. El azufre, lo mismo que el oxígeno, suele formar con un solo metal muchas combinaciones; y así es que se distinguen monosulfuros, bisulfuros, trisulfuros, etc., etc. Los monosulfuros de potasio, sodio y litio son los únicos que se disuelven en el agua; todos los demas son insolubles, ó al menos muy poco solubles. Los polisulfuros de potasio, sodio, litio, bario, estroncio y calcio son tambien solubles.

Todo sulfuro calentado con ácido sulfúrico dilatado, ó con ácido clorhídrico, desprende gas ácido sulfhídrico fácil de reconocer en su olor, y no se forma depósito de azufre :

$$RS + SO^3 + HO = RO.SO^3 + HS, \text{ ó } RS + HCl = RCl + HS.$$

Si el sulfuro es un bisulfuro, ó, en general, un polisulfuro, se desprende todavía hidrógeno sulfurado, pero se forma ademas depósito de azufre :

$$RS^2 + SO^3 + HO = RO.SO^3 + HS + S$$
$$\text{ó} \quad RS^2 + HCl = RCl + HS + S.$$

Muchos sulfuros metálicos son difíciles de tratar por el ácido clorhídrico dilatado, aun á la temperatura de la ebullicion, pero se dejan atacar fácilmente por el ácido nítrico y el agua regia. El azufre se convierte entónces en ácido sulfúrico, cuya presencia

puede comprobarse por las propiedades características de los sulfatos. Expondremos mas adelante estos caractéres.

Cuando se calientan los sulfuros juntamente con una mezcla de carbonato y nitrato de potasa, dan sulfatos alcalinos que se disuelven en el agua, y se distinguen fácilmente.

Los monosulfuros metálicos hacen el papel de bases con respecto á otros sulfuros, y producen sulfosales, que se reconocerán como en breve indicaremos.

Seleniuros.

§ 401. Los seleniuros, tratados por el ácido clorhídrico, desprenden gas ácido selenhídrico. Si se les calienta en contacto con ácido nítrico, ó agua regia, dan ácido selenioso, cuya presencia puede descubrirse por medio del ácido sulfuroso, el cual precipita al selenio en forma de un polvo rojo característico. Calentados por via seca con una mezcla de carbonato y nitrato de potasa, producen seleniato de potasa; pero si se hace hervir la sal alcalina que resulta, junta con un exceso de ácido clorhídrico, el ácido selénico se trasforma en ácido selenioso, pudiéndose en seguida precipitar el selenio por el ácido sulfuroso.

Fosfuros.

§ 402. Los fosfuros de los metales alcalinos y alcalino-terrosos desprenden, en contacto del agua, gas hidrógeno fosforado, que se reconoce inmediatamente por su olor. Los fosfuros de los otros metales, calentados con potasio, ceden su fósforo á este último metal, y la materia desprende hidrógeno fosforado cuando se la humedece con agua.

Arseniuros.

§ 403. Los arseniuros metálicos poseen brillo metálico. Tratados por el ácido nítrico ó agua regia, se trasforman en arseniatos, que se reconocen por caractéres que mas adelante describiremos. Calentados con nitrato de potasa, dan un arseniato alcalino soluble.

Cloruros.

§ 404. Los cloruros metálicos son casi todos solubles en el agua. el cloruro de plata y el protocloruro de mercurio son los únicos insolubles.

Cuando se trata un cloruro metálico por el ácido sulfúrico concentrado, desprende gas ácido clorhídrico. Si se calienta mezclado

con peróxido de manganeso y ácido sulfúrico, desprende cloro, fácil de reconocer en su olor y en otras propiedades físicas.

Los cloruros disueltos en el agua dan con el nitrato de plata un precipitado blanco, que se agrega fácilmente en copos, agitando el líquido. Este precipitado se ennegrece á la luz del dia, tomando primero una tinta violeta, y es tanto mas rápido este cambio de color, cuanto mas intensa sea la luz, verificándose en muy cortos instantes bajo la influencia de los rayos directos del sol. El precipitado de cloruro de plata es insoluble en los ácidos, pero se disuelve fácilmente en el amoniaco.

Bromuros.

§ 405. Cuando se tratan los bromuros por el ácido sulfúrico concentrado, desprenden gas ácido bromhídrico, pero siempre acompaña un desprendimiento de vapores de bromo, que dan al gas un color pardo. Si se tratan por una mezcla de ácido sulfúrico y peróxido de manganeso no se desprende mas que bromo. Las disoluciones de los bromuros dan con el nitrato de plata un precipitado blanco algo amarillento de bromuro de plata, insoluble en un exceso de ácido y fácilmente soluble en el amoniaco. El precipitado de bromuro de plata se tiñe á la luz, como el cloruro de plata; pero su tinta se vuelve inmediatamente parda, al paso que la del cloruro toma primero una matiz violado. Los bromuros en disolucion se descomponen por el cloro, y el bromo que queda libre da al líquido un color pardo.

Ioduros.

§ 406. Los ioduros, tratados por el ácido sulfúrico concentrado, dan inmediatamente un depósito considerable de iodo, y si se calienta la mezcla, se desprenden vapores violados muy intensos. Esta reaccion es debida á que el ácido iodhídrico descompone fácilmente al ácido sulfúrico concentrado, y se forma agua y ácido sulfuroso, quedando en libertad el iodo. Los ioduros en disolucion se descomponen por el cloro, precipitándose el iodo. Pueden descubrirse hasta las cantidades mas ténues de un ioduro disuelto, por la coloracion azul intensa que producen con el agua de almidon.

Se mezcla cierta cantidad de la disolucion con almidón disuelto en agua hirviendo, despues se añaden algunas gotas de agua clorurada, á fin de descomponer el ioduro y dejar al iodo en libertad. La mezcla toma al punto un color azul muy marcado, pero debe evitarse el echar un exceso de cloro, que destruiria la coloracion

producida, ocasionando la descomposicion del agua y dando ácidos clorhídrico y iódico.

Fluoruros.

§ 407. Cuando se les trata por el ácido sulfúrico concentrado desprenden vapores de ácido fluorhídrico, el cual se reconoce inmediatamente por su propiedad de atacar al vidrio. Si se añade á la mezcla ácido silícico ó vidrio molido y se calienta el todo, se desprende gas fluoruro de silicio, el cual se descompone en contacto del agua, produciendo un depósito de sílice gelatinosa. Las disoluciones de los fluoruros no precipitan por el nitrato de plata.

Cianuros.

§ 408. Tratados por el ácido sulfúrico ó clorhídrico, desprenden ácido cianhídrico, que se distingue fácilmente por su olor. Los ácidos mas débiles, como el carbónico, despiden este olor cuando se hallan en contacto con los cianuros solubles; y si estos son alcalinos lo producen por sí mismos con solo la presencia del aire húmedo.

Los cianuros dan con las sales de protóxido de hierro un precipitado blanco, que azulea prontamente expuesto al aire.

Determinacion del oxácido que entra en la constitucion de una oxisal.

Nitratos.

§ 409. Casi todos los nitratos son solubles en el agua, y solo algunos sub-nitratos son insolubles. El calor los descompone y hace que se desprendan productos muy ricos en oxígeno, que activan sobre manera la combustion. Por esta propiedad, los nitratos deflagran sobre las ascuas, y con frecuencia producen una detonacion cuando se les calienta con carbon en polvo. Los nitratos alcalinos sometidos á una temperatura gradual, desprenden primeramente oxígeno puro, y pasan al estado de nitritos. Calentados mas, se descomponen completamente desprendiendo azoe y oxígeno. Los demas nitratos producen oxígeno y deutóxido de azoe, ú oxígeno y ácido hiponítrico. Los nitratos formados de bases solubles dejan un residuo fuertemente alcalino, despues de su descomposicion por el calor.

Calentando los nitratos con ácido sulfúrico, desprenden vapores de ácido nítrico. Si se añade á la mezcla una pequeña cantidad de cobre metálico, se desprende deutóxido de azoe, que se anuncia inmediatamente por los vapores rojos que produce al aire.

Puede reconocerse en un líquido la presencia de una cantidad

muy pequeña de ácido nítrico, por medio de la reaccion siguiente: se echa un poco del líquido en una disolucion de sulfato de protóxido de hierro, acidulada con ácido sulfúrico, y se introduce en ella una laminita de hierro. Si el líquido contiene ácido nítrico, toma al cabo de algun tiempo un color de rosa ó pardo. Bajo la influencia del ácido sulfúrico, el hierro metálico descompone al ácido nítrico, desprendiéndose deutóxido de azoe, el cual se disuelve en el sulfato de protóxido de hierro y tiñe al líquido (§ 119).

Nitritos.

§ 410. Los nitritos se descomponen por el calor como los nitratos: chisporrotean sobre las ascuas, y deflagran cuando se les calienta con carbon en polvo. Por el ácido sulfúrico desprenden inmediatamente vapores rojos, bastando esta reaccion para distinguirlos de los nitratos.

Cloratos.

§ 411. Todos los cloratos se descomponen por el calor. Los alcalinos y los de las tierras alcalinas desprenden oxígeno y dan un residuo de cloruro *neutro* á los reactivos coloreados, al paso que en idénticas circunstancias los nitratos correspondientes dejan un residuo fuertemente *alcalino*. Los cloratos de los otros óxidos metálicos desprenden por el calor una mezcla de oxígeno y cloro, quedando un óxido ó un oxicloruro.

Los cloratos son comburentes muy enérgicos, deflagran vivamente sobre las ascuas y producen detonaciones violentas cuando se les calienta con cuerpos muy combustibles, tales como el carbon, azufre, fósforo.

Tratados por el ácido sulfúrico ó clorhídrico, desprenden un gas amarillo, el ácido cloroso, que se distingue por su color, su olor particular y la propiedad de detonar fácilmente por una ligera elevacion de temperatura.

No precipitan las sales de plata, porque el clorato de plata es soluble en el agua. Calcinados los cloratos alcalinos y alcalino-terrosos, dejan un residuo formado de cloruro, que por consiguiente dará con la disolucion de nitrato de plata un precipitado de cloruro de plata, el cual se reconoce en las propiedades características de este compuesto (§ 404).

Percloratos.

§ 412. Los percloratos se conducen del mismo modo que los cloratos cuando se les somete á la accion del calor, ó se les calienta con

cuerpos combustibles. Pero se distinguen fácilmente de los cloratos en que no desprenden ácido cloroso cuando se les pone en contacto con ácido sulfúrico concentrado, y por lo mismo no toman color en esta reaccion, quedando aislado el ácido perclórico sin descomponerse.

El perclorato de potasa es muy poco soluble en el agua; las sales de potasa dan con los percloratos un precipitado cristalino granujiento, cuando los líquidos no están muy dilatados.

Hipocloritos.

§ 413. Estas sales desprenden el olor particular y característico del ácido hipocloroso. Sus disoluciones descoloran las sustancias vegetales, y tratadas por un ácido, desprenden en abundancia gas ácido hipocloroso. Hasta ahora no se han estudiado mas que los hipocloritos de potasa, sosa y cal. Estos cuerpos se conducen como oxidantes enérgicos; trasforman inmediatamente el ácido sulfuroso en ácido sulfúrico, y convierten los protóxidos metálicos en peróxidos.

Bromatos.

§ 414. Los bromatos se descomponen por el calor como los cloratos. Los alcalinos y alcalino-terrosos dejan por residuo un bromuro, que puede reconocerse por los caractéres que hemos enunciado (§ 405). Cuando se les calienta con ácido sulfúrico, el ácido brómico queda aislado, y se descompone en oxígeno y en bromo, que da al gas un color pardo.

Iodatos.

§ 415. Todos se descomponen por el calor. Los iodatos alcalinos son los únicos que dan por residuo un ioduro. Los alcalino-terrosos, y los de todos los demas óxidos metálicos dejan por residuo un óxido ó un oxioduro; desprendiéndose abundantes vapores violados de iodo, mezclados con oxígeno. El ácido sulfúrico precipita al ácido iódico de los iodatos, cuando se hallan en disolucion concentrada. Si se añade al líquido un cuerpo reductivo, tal como el ácido sulfuroso, el ácido iódico se descompone, y se precipita iodo.

Periodatos.

§ 416. Los periodatos experimentan, bajo la influencia del calor, la misma accion que los iodatos; pero se distinguen de estos últimos en la poca solubilidad, al menos segun se observa en el muy redu-

cido número de los que se conocen actualmente, como en el periodato de plata, que es muy poco soluble, y en el de sosa que lo es igualmente, aun en presencia de un exceso de álcali.

Sulfatos.

§ 417. Casi todos los sulfatos son solubles en el agua; los de barita, estronciana y plomo son casi insolubles, y el sulfato de cal es poco soluble. Los sulfatos alcalinos y alcalino-terrosos, y el sulfato de plomo, no se descomponen por el calor solo; lo contrario sucede á los demas, que generalmente producen por su descomposicion una mezcla gaseosa de ácido sulfuroso y oxígeno. Sin embargo hay algunos que se descomponen á una temperatura tan poco elevada, que permite al ácido sulfuroso y al oxígeno quedar unidos, y desprenderse en estado de ácido sulfúrico (§ 143).

Todos los sulfatos se descomponen por el carbon, con la intervencion del calor; pero los productos de la descomposicion son variables segun la naturaleza de la base y la temperatura. Los sulfatos alcalinos, calentados rápidamente en contacto con carbon hasta una temperatura elevada, dejan por residuo un monosulfuro. A una temperatura mas baja, dan una mezcla de polisulfuro y carbonato. Los sulfatos de las tierras alcalinas, exceptuando el de magnesia, dan productos análogos. Los sulfatos de los otros óxidos metálicos, calentados en contacto con carbon dejan por residuo, unas veces sulfuros, otras un óxido, y aun en ciertos casos un metal si la temperatura se eleva lo suficiente. Pero siempre es fácil ejecutar el experimento con un sulfato cualquiera, de tal modo que se obtenga un sulfuro por residuo; y no hay mas que añadir á la mezcla cierta cantidad de carbonato de potasa. El sulfuro alcalino que queda despues de la calcinacion, se reconoce con la mayor facilidad, puesto que desprende hidrógeno sulfurado con los ácidos. Claro es que el mismo carácter pertenece á todas las sales formadas por los demas oxácidos del azufre; pero muy pronto sabremos como se distinguen entre sí todas estas sales.

El ácido sulfúrico no tiene accion sobre los sulfatos. Por esta carencia de reaccion se distinguen inmediatamente los sulfatos, de todas las sales que en igual circunstancia desprenden vapores ácidos.

Los sulfatos solubles en el agua dan un precipitado blanco con las sales solubles de barita: precipitado que no se disuelve en un exceso de ácido. Esta propiedad es tambien muy característica para los sulfatos.

Sulfitos.

§ 418. Todo sulfito alcalino y alcalino-terroso, calentado sin el contacto del aire, se convierte en un sulfato y un sulfuro:

$$4(KO.SO^2)=3(KO.SO^3)+KS.$$

Los demas sulfitos metálicos desprenden ácido sulfuroso, y el óxido queda por residuo. Calentando los sulfitos juntamente con carbon, dan productos análogos á los que producen los sulfatos.

Si se vierte ácido sulfúrico sobre un sulfito, ocasiona un desprendimiento de gas ácido sulfuroso, fácil de reconocer en su olor, sin que se forme depósito de azufre.

El ácido nítrico concentrado é hirviendo, trasforma los sulfitos en sulfatos. El cloro produce igual reaccion sobre los sulfitos en disolucion. Los que son solubles absorben el oxígeno del aire y se convierten en sulfatos.

Hiposulfatos.

§ 419. Todos los hiposulfatos son solubles en el agua. Los de los álcalis, de las tierras alcalinas y de óxido de plomo desprenden ácido sulfuroso cuando se les somete á la accion del calor, quedando sulfatos por residuo. Los hiposulfatos de los demas óxidos metálicos se descomponen mas completamente, y dejan en general un óxido.

Tratados en frio por el ácido sulfúrico, no manifiestan descomposicion aparente; pero si se calientan en union con este ácido, desprenden ácido sulfuroso.

Los hiposulfatos no precipitan las sales de barita, porque el hiposulfato de barita es soluble en el agua. Se trasforman fácilmente en sulfatos por el ácido nítrico, ó por una disolucion acuosa de cloro, precipitando entónces por las sales de barita.

Hiposulfitos.

§ 420. Casi todos los hiposulfitos son solubles. Los de plata y plomo son los únicos casi insolubles. El calor descompone los hiposulfitos alcalinos en sulfatos y sulfuros. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico, vertidos en la disolucion de un hiposulfito, producen un desprendimiento de gas ácido sulfuroso y un depósito de azufre; pero no siempre la reaccion se produce inmediatamente, pues con frecuencia no se verifica hasta pasado algun tiempo, á no ser que se caliente ligeramente el líquido.

El ácido nítrico muy concentrado, el cloro y las disoluciones de los hipocloritos hacen pasar al estado de ácido sulfúrico todo el azufre de los hiposulfitos.

Los hiposulfitos dan con las sales de plata un precipitado blanco, que se ennegrece muy pronto, porque se trasforma en sulfuro:

$$KO.S^2O^2 + AgO.AzO^5 = KO.SO^3 + AgS + AzO^5.$$

Los hiposulfitos alcalinos disuelven fácilmente y en gran proporcion el cloruro, bromuro y ioduro de plata.

La mayor parte de los caractéres que acabamos de enumerar como distintivos de los hiposulfitos, pertenecen tambien á los hiposulfatos monosulfurados $KO.S^3O^4$, á los hiposulfatos bisulfurados $KO.S^4O^5$ y á los hiposulfatos trisulfurados $KO.S^5O^5$. Pero el estudio de estas últimas sales es tan incompleto en el dia, que no pueden asignarse caractéres que las distingan, haciéndose preciso recurrir al análisis químico.

§ 421. En resúmen, todas las sales formadas por los oxácidos de azufre dan sulfuros cuando se las calienta en contacto con una mezcla de carbonato alcalino y de carbon; de modo que el producto de la calcinacion, tratado por el ácido clorhídrico, desprende hidrógeno sulfurado. Este carácter sirve para distinguir las sales formadas por los oxácidos de azufre, y únicamente podrian confundirse con los sulfuros y sulfosales; pero estos últimos compuestos desprenden inmediatamente hidrógeno sulfurado por los ácidos.

Las sales formadas por los oxácidos de azufre se distinguen entre sí en los caractéres siguientes: si se las trata por el ácido sulfúrico,

Los sulfatos no experimentan reaccion alguna;

Los hiposulfatos no presentan reaccion aparente en frio, pero con el auxilio del calor se desprende ácido sulfuroso;

Los sulfitos producen un desprendimiento de ácido sulfuroso, sin depósito de azufre;

Los hiposulfitos é hiposulfatos mono, bi y trisulfurados desprenden ácido sulfuroso, formándose un depósito mas ó menos abundante de azufre; pero muchas veces esta reaccion deja de producirse, si la temperatura no es muy elevada.

Fosfatos.

§ 422. Los fosfatos alcalinos son los únicos solubles en el agua: insolubles en esta todos los demas, se disuelven fácilmente en un líquido ácido. Los fosfatos solubles dan precipitado con las sales de

barita, pero este precipitado se disuelve, acidulando el líquido con ácido nítrico ó clorhídrico.

Tratados por el ácido sulfúrico concentrado, no manifiestan reaccion aparente, y este carácter negativo los distingue al punto de todas las sales, que desprenden en igual caso vapores ácidos.

Sometiendo los fosfatos á la accion de un fuego fuerte, mezclados con carbon y ácido bórico ó silícico, dan fósforo libre.

Un fosfato seco, calentado con potasio, da fosfuro de potasio, que desprende en contacto del agua hidrógeno fosforado. Estas dos reacciones se manifiestan igualmente con las sales formadas por los otros oxácidos del fósforo.

Es fácil trasformar un fosfato insoluble en fosfato alcalino soluble, y basta para ello dejarlo hervir con una disolucion de carbonato alcalino. Puede reconocerse en seguida la presencia del ácido fosfórico en el líquido, saturando este con un exceso de ácido clorhídrico, y asegurándose de que no precipita por las sales de barita. Si se neutraliza ahora el ácido en exceso con el amoniaco, se formará inmediatamente un precipitado de fosfato de barita. La disolucion neutra da tambien un precipitado blanco con las sales de plomo; pero el fosfato de plomo se reconoce fácilmente, porque se funde al soplete en un glóbulo, que toma al solidificarse facetas cristalinas.

Fosfitos.

§ 423. Los fosfitos alcalinos son los únicos solubles. Todos los fosfitos se descomponen por el calor, dejando un residuo de fosfato y desprendiendo una mezcla de hidrógeno é hidrógeno fosforado.

El ácido nítrico y el cloro trasforman los fosfitos en fosfatos.

Los fosfitos reducen algunos óxidos metálicos, y entre otros, los óxidos de plata y de mercurio; pero es menester acidular el líquido para facilitar la reaccion. El óxido rojo de mercurio, calentado con la disolucion de un fosfito, á la cual se haya agregado una pequeña cantidad de ácido clorhídrico, se convierte en un polvo negro de mercurio metálico.

Hipofosfitos.

§ 424. Los hipofosfitos presentan muchas reacciones parecidas á las de los fosfitos. Se descomponen por el calor, producen fosfatos y se desprende hidrógeno fosforado. El ácido nítrico y el cloro los trasforman en fosfatos.

Los hipofosfitos se distinguen de los fosfitos en que nunca preci-

pitan las sales de barita, siendo así que los fosfitos las precipitan cuando son perfectamente neutros.

Arseniatos.

§ 425. Los arseniatos alcalinos son los únicos solubles. Los de todos los demas óxidos metálicos son insolubles, pero se disuelven fácilmente en un exceso de ácido.

Todo arseniato mezclado con ácido bórico y carbon, y expuesto á la accion del calor en un pequeño tubo cerrado por un extremo, da sublimado de arsénico, que forma un anillo brillante en la parte anterior del tubo.

Las disoluciones de los arseniatos tratadas en el aparato de Marsh (§ 241), dan abundantes manchas arsenicales. Con el nitrato de plata producen un precipitado rojo de ladrillo, que se disuelve con la mayor facilidad en un exceso de ácido; de suerte que este precipitado no se forma á menos que los líquidos sean perfectamente neutros.

Los arseniatos solubles dan un precipitado amarillo con el hidrógeno sulfurado, pero muchas veces este precipitado no aparece sino pasado mucho tiempo.

Arsenitos.

§ 426. Calentados con carbon y ácido bórico, dan un sublimado de arsénico. En el aparato de Marsh, producen manchas arsenicales.

Si se vierte un ácido en la disolucion concentrada de un arseniato alcalino, se forma un precipitado cristalino de ácido arsenioso. Los arsenitos en disolucion precipitan en amarillo las sales de plata, y en verde las de cobre; pero es preciso que los líquidos sean perfectamente neutros, pues los arsenitos insolubles se disuelven fácilmente en un exceso de ácido.

El hidrógeno sulfurado da con los arsenitos en disolucion, un precipitado amarillo abundante, insoluble en un exceso de ácido; pero que se disuelve con facilidad en el amoniaco. Este precipitado se forma inmediatamente, siendo así que con los arseniatos no se deposita hasta despues de algun tiempo.

Calentando los arsenitos con ácido nítrico, se convierten en arseniatos, y hay desprendimiento de vapores rojos. Nada parecido sucede con los arseniatos, que no se alteran por los cuerpos oxidantes.

Carbonatos.

§ 427. Los carbonatos alcalinos son los únicos solubles y que no

se descomponen por el calor. Los demas pierden completamente su ácido carbónico, á una temperatura mas ó menos elevada. Todos los carbonatos, sin excepcion, se descomponen cuando se les calienta juntamente con carbon, hasta una temperatura muy elevada, y desprenden óxido de carbono.

Si se hace pasar vapor de fósforo por entre un carbonato alcalino calentado hasta el rojo, el ácido carbónico se descompone completamente, y se separa carbon que da á la masa su color negro.

Cuando se tratan los carbonatos por un ácido, producen una viva efervescencia, debida al desprendimiento del ácido carbónico. Esta reaccion es característica para esta clase de sales; pues el ácido carbónico se reconoce fácilmente en que no tiene olor ni sabor, y en la propiedad de precipitar el agua de cal. Basta por sí sola dicha reaccion para distinguir los carbonatos de todas las demas sales.

Boratos.

§ 428. Todos los boratos, excepto los alcalinos, son insolubles. Por la accion de un fuego fuerte se funden y producen vidrios incoloros, siempre que los óxidos metálicos combinados con el ácido bórico sean tambien incoloros; pues cuando estos óxidos son coloreados, los vidrios que resultan se tiñen igualmente.

El carbon obra difícilmente sobre los boratos; sin embargo hay algunos que se descomponen por este cuerpo á una temperatura muy elevada, y producen boruros metálicos.

Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico descomponen los boratos por via húmeda, dejando en libertad al ácido bórico. Si el borato se halla en disolucion concentrada, el ácido bórico se precipita en forma de laminitas cristalinas, sobre las cuales es fácil comprobar las propiedades que le distinguen. Si se emplea la via seca, el ácido bórico desalojará todos estos ácidos.

Cuando se calienta la mezcla de un borato cualquiera y espato fluor con ácido sulfúrico concentrado, se desprende fluoruro de boro, el cual se reconoce en los vapores blancos espesos que esparce al aire, y en su modo de descomponerse en contacto del agua (§ 246).

Silicatos.

§ 429. La mayor parte de los silicatos son insolubles. Los silicatos alcalinos con grande exceso de base son los únicos solubles en el agua. Los que son atacables por los ácidos sulfúrico y clorhídrico se reconocen fácilmente, cuando se les calienta con estos ácidos: el ácido silícico se separa en estado de una gelatina trasparente é

incolora, que se convierte en un polvo blanco insoluble; sobre el cual es fácil comprobar, despues de recogido sobre un filtro, que posee las propiedades características del ácido silícico. Los silicatos que son inatacables por los ácidos, pueden trasformarse fácilmente en silicatos atacables, y no hay mas que fundirlos en un crisol de platino con tres ó cuatro veces su peso de carbonato de sosa. Se obtiene así un silicato mucho mas básico, con gran cantidad de materia alcalina, y que se deja atacar fácil y completamente por los ácidos, dando un residuo de sílice gelatinosa.

Los silicatos se funden en general por la accion del calor, aunque algunos como los de alúmina y cal exigen para ello las temperaturas mas elevadas. El carbon reduce algunos silicatos, pero con la ayuda de un calor muy fuerte; y aun por lo regular no se separa mas que una porcion del metal, quedando un silicato con grande exceso de ácido. Se dejan descomponer parcialmente por el carbon todos aquellos silicatos que contienen óxidos metálicos de fácil reduccion.

Calentando los silicatos en un vaso de plomo ó platino con espato fluor y ácido sulfúrico concentrado, desprenden gas fluoruro de silicio, que humea al aire, y se descompone en contacto del agua dejando sílice gelatinosa.

Sulfosales.

§ 430. Tratando las sulfosales por ácidos poderosos pero no oxidantes, como el ácido sulfúrico diluido ó el ácido clorhídrico, se desprende hidrógeno sulfurado, y el sulfácido se separa. Siendo insolubles en el agua la mayor parte de los sulfácidos, pueden comprobarse sobre sus precipitados las propiedades que los caracterizan.

Así con el sulfocarbonato de monosulfuro de potasio, se desprende ácido sulfhídrico y se precipita sulfuro de carbono líquido:

$$KS.CS^2 + HCl = KCl + HS + CS^2.$$

Con el sulfarseniato de monosulfuro de potasio, se desprende ácido sulfhídrico, y se precipita sulfuro de arsénico en forma de un polvo amarillo:

$$KS.AsS^5 + HCl = KCl + HS + AsS^5.$$

Con el hidrosulfato de monosulfuro de potasio, se obtiene una reaccion análoga, pero solo se desprende ácido sulfhídrico, el cual proviene, la mitad del monosulfuro de potasio, y la otra mitad es el sulfácido que se separa. No siendo posible distinguir por esta reaccion la sulfosal del monosulfuro de potasio, se apela á la si-

guiente : los monosulfuros de los metales alcalinos y alcalino-terrosos son los únicos que hacen oficio de bases con el ácido sulfhídrico ; por consecuencia , cuando se vierte en una disolucion de sulfhidrato de monosulfuro de potasio , una sal metálica , como el sulfato de cobre, habrá doble descomposicion ; se formará sulfato de potasa y monosulfuro de cobre. Pero no poseyendo este último sulfuro el carácter de base relativamente al sulfácido HS, quedará libre, debiendo desprenderse ácido sulfhídrico :

$$KS.HS + CuO.SO^3 = KO.SO^3 + CuS + HS.$$

Si por el contrario, se vierte una disolucion de sulfato de cobre en la de un monosulfuro, se formará un precipitado de sulfuro metálico, pero no se desprenderá hidrógeno sulfurado :

$$KS + CuO.SO^3 = KO.SO^3 + CuS.$$

Para la completa exactitud de este último principio, es necesario que la disolucion de la sal metálica no encierre un exceso de ácido ; porque este ácido descompondria una porcion del monosulfuro, y desprenderia hidrógeno sulfurado.

Por otra parte los monosulfuros é hidrosulfatos de sulfuros se distinguen de los polisulfuros en que no dan, como estos últimos, un depósito de azufre cuando se les descompone por los ácidos.

ESTUDIO DE LOS METALES EN PARTICULAR.

§ 431. Trataremos de conservar en el órden que nos proponemos seguir para el estudio especificado sobre los metales mas importantes, la division indicada (§ 282), á saber : metales muy oxidables para que puedan servir en el estado metálico, y metales que se conservan bastante tiempo en el aire, no siendo obstáculo para su empleo la alteracion que experimentan en este flúido.

Estableceremos en la primera clase tres subdivisiones :

1° La de los metales alcalinos que comprende :

Potasio,
Sodio,
Litio.

Se les da el nombre de *metales alcalinos*, porque sus óxidos llevan desde hace mucho tiempo el de *álcalis*.

2° La de metales alcalino-terrosos, cuyos óxidos participan á un tiempo de las propiedades de los álcalis y de las tierras. Estos son :

Bario,
Estroncio,
Calcio,
Magnesio,
Glucinio.

3° La de los metales terrosos, llamados así porque sus óxidos desde muy antiguo se han denominado *tierras*. Entran en ella :

Aluminio,
Zirconio,
Torio,
Itrio,
Terbio,
Cerio,
Lantano,
Didimo,
Erbio.

I. METALES ALCALINOS.

POTASIO.

Equivalente = 490,0.

§ 432. El potasio es un metal bastante esparcido por la superficie del globo, aunque solo existe en combinacion con otros cuerpos. Muchos de los minerales que componen las rocas cristalinas, como feldspatos, micas, etc., etc., encierran silicato de potasa; y sabemos ademas que los detritus de estas rocas constituyen las de sedimento. Alterados estos detritus por la accion de las aguas, han perdido en gran parte su potasa, y puede descubrirse todavía, por el análisis químico, la pequeña cantidad que conservan. Las sales de potasa son un elemento indispensable para el desarrollo de los vegetales, que las roban sucesivamente á las tierras y á sus abonos. Las cenizas que estos vegetales dejan despues de su combustion, producen la mayor parte de las sales de potasa que se consumen en las artes.

El potasio presenta grados de consistencia muy variables segun la temperatura. A temperaturas inferiores á 0°, es algo quebradizo, y su fractura ofrece indicios de cristalizacion. A 15° es blando y flexible, dejándose amasar y cortar fácilmente con el cuchillo. Recien cortado presenta el color y brillo de la plata, pero el brillo desaparece muy luego, y la superficie se empaña, porque el metal se combina al instante con el oxígeno del aire. A 55°, es completamente líquido, y en este estado se parece al mercurio. Por último al calor rojo, destila produciendo un gas de un hermoso color verde esmeralda.

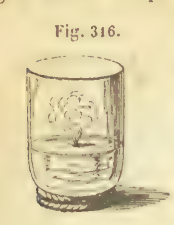
La densidad del potasio se ha encontrado igual á 0,865 hácia los 15°; y segun se ve es menor que la del agua.

El potasio se oxida al aire con mucha rapidez, aun á la temperatura ordinaria, cubriéndose su superficie de hidrato de óxido de potasio, ó potasa. Pero es necesario bastante tiempo para que la alteracion penetre hasta el centro de un glóbulo de potasio algo grueso. Si se calienta este cuerpo en contacto del aire, se enciende y arde con una llama purpúrea.

Descompone el agua á la temperatura ordinaria, desprendiendo gas hidrógeno. Si se echa en el agua un fragmento de potasio, se le ve correr sobre la superficie del líquido en forma de una esferita brillante, que disminuye rápidamente en volúmen, y va acompañada de una llama violada. En cuanto cesa la combustion, el globulillo estalla, despidiendo con fuerza sus pequeños fragmen-

tos. Debe tenerse cuidado, al hacer este experimento, de poner el agua en una campana algo profunda (fig. 316), para evitar que los fragmentos de potasa, proyectados al fin, puedan saltar á los ojos, porque ocasionarian accidentes graves. Despues del experimento se observa que el agua de la campana tiene propiedades alcalinas, pues restablece enérgicamente el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido.

Fig. 316.



Explícanse fácilmente las diversas circunstancias de este fenómeno.

El fragmento de potasio, como mas ligero que el agua, queda flotando en el líquido. El agua se descompone por el calor desprendido, el potasio se funde y toma la forma de un glóbulo de fuego; el cual impelido y levantado por el gas hidrógeno que se desprende, recorre la superficie del agua, sin hallarse constantemente en contacto con ella. La temperatura del glóbulo de potasio aumenta lo necesario para inflamar el gas hidrógeno, que segun se va desprendiendo arde con una llama violácea, debida á que el gas se halla mezclado con una corta porcion de vapor de potasio, producido por la temperatura de esta combustion. Cada vez que el glóbulo del metal toca la superficie del agua, la pequeña cantidad de óxido de potasio que se forma, se disuelve, y cuando cesa enteramente la combustion, queda un globulito de potasa muy caliente, que cayendo sobre el líquido se enfría súbitamente, y por consecuencia se hiende y deshace en pedazos; al mismo tiempo se forma en este punto vapor de agua en cantidad considerable, el cual por su fuerza espansiva arroja con violencia los pequeños fragmentos de potasa.

Para conservar el potasio son indispensables algunas precauciones, atendida su mucha alterabilidad. Ordinariamente se le coloca en frascos tapados al esmeril, y llenos casi del todo de aceite de nafta, que es un compuesto de carbono é hidrógeno, inalterable en contacto del potasio.

Este metal es uno de los cuerpos que tienen mayor afinidad con el oxígeno, y por esto se emplea constantemente para quitar el oxígeno á los cuerpos oxidados. Hemos visto (§ 243) que para preparar el boro, se reducia el ácido bórico por el potasio; y el análisis del protóxido y deutóxido de azoe lo hemos hecho (§ 116 y 120) descomponiendo tambien estos gases por el potasio. Con todo algunos cuerpos pueden apoderarse, á una alta temperatura, del oxígeno del óxido de potasio dejando al metal en libertad; uno de ellos

es el hierro, cuando se calienta al calor blanco. Al del rojo sombrío, el potasio descompone al óxido de carbono; pero á una temperatura mas elevada, al calor blanco, el carbono es el que roba el oxígeno al potasio. Se utiliza esta propiedad para preparar el potasio.

§ 433. Este cuerpo fué aislado la primera vez, descomponiendo con una fuerte pila voltáica el hidrato de óxido de potasio ó potasa. Para el efecto se colocó cierta cantidad de mercurio en una cápsula de platino, y por encima una disolucion muy concentrada de potasa con fragmentos de potasa sólida. Se puso el polo negativo de la pila en contacto con la cápsula de platino, y se sumergió el polo positivo, terminado por un hilo grueso de platino, en la disolucion de potasa. La descomposicion de la potasa ó del hidrato de protóxido de potasio principió inmediatamente. El agua y el óxido de potasio se descompusieron á un tiempo, dirigiéndose el hidrógeno y el potasio al polo negativo, y el oxígeno al polo positivo. El hidrógeno y el oxígeno se desprendieron en estado gaseoso, y el potasio se disolvió en el mercurio, que tomó al cabo de algun tiempo una consistencia pastosa. Se introdujo rápidamente el metal pastoso en una pequeña retorta de vidrio, que se calentó en seguida con una lámpara de alcohol. El mercurio se volatilizó, y quedó en la retorta un glóbulo de potasio. Pero las cantidades de este metal obtenidas por semejante medio han sido muy escasas, aunque sin embargo han bastado para reconocer sus principales propiedades *.

§ 434. Poco despues de la época en que se empleó este procedimiento, se descubrió otro, mediante el cual puede obtenerse potasio en cantidad mas considerable. Se reduce á descomponer la potasa en vapor por medio del hierro calentado hasta el rojo blanco. La figura 317 representa el aparato que se usaba para esta operacion **.

Fig. 317.



Se encorva un cañon de fusil *abc* en *b* y en *i*, de modo que adquiera la forma de la figura 317. Como este cañon ha de soportar

* Davy aisló el potasio por primera vez en 1807, valiéndose de este procedimiento.

** Este medio de extraccion es debido á MM. Gay-Lussac y Thenard.

en la parte *bi* la accion de un fuego muy vivo, en un horno alimentado por una corriente rápida de aire, su superficie no tardaria en oxidarse, y pronto quedaria inservible, si no se le protegiera con un lodo inalterable, que le cubra completamente. Se forma este lodo con 4 ó 5 partes de arena y una de arcilla de alfarero, de modo que resulte una pasta blanda, pero bien trabada; se aplica sobre el hierro hasta que forme una capa de 1 á 2 centímetros de grueso, y se deja secar, primero al aire, y despues al fuego. Se van tapando con un poco de arcilla las grietas que ocasiona la desecacion en toda la longitud *bi*. Se llena el cañon de fusil de virutas de hierro limpias y brillantes, ó bien de manojitos ó pequeños ovillos de alambre de hierro muy limpio; se introducen fragmentos de potasa en la parte *ab* hasta que quede llena, y despues se dispone el cañon de hierro en un hornillo de reverbero (fig. 318). Se cierra la extremidad *a* con un tapon, provisto de un tubo que se sumerge en una probeta E, llena de mercurio. Se suspende á la parte *ab* una rejilla GG′ de alambre de hierro ó de palastro.

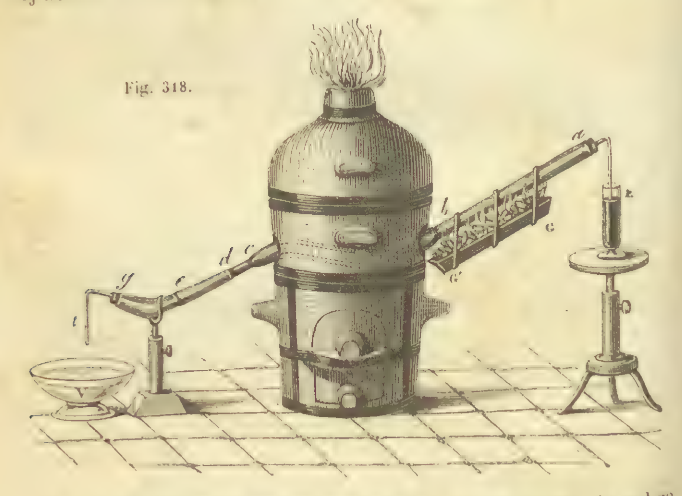


Fig. 318.

La extremidad *c* del cañon enchufa en un recipiente de cobre *deg*, formado de dos piezas *de* y *fg* (fig. 317 y 318), que encajan á rozamiento. En la parte inferior *ge*, se pone aceite de nafta para recoger el potasio. Un tubo *t* da salida á los gases que se desprenden en la reaccion.

Dispuesto así el aparato, se llena el hornillo de carbon, y, como

el tiro natural no daria una temperatura suficiente, se activa la combustion con un buen fuelle, cuyo cañon se sitúa en la boca del hornillo, teniendo cuidado de cerrar los claros que resultan con pedazos de ladrillo y arcilla.

Cuando el tubo *bc* ha adquirido la temperatura del rojo blanco, se van colocando carbones bien encendidos en la rejilla GG′, á fin de derretir lentamente los fragmentos de potasa que contiene el tubo *ab*. La potasa fundida corre por el tubo candente *bc*, donde encuentra al hierro con una temperatura sumamente elevada. La descomposicion del agua y del óxido de potasio se verifican á un tiempo: el hierro se convierte en óxido de hierro, y el potasio en vapor, arrastrado por la corriente de gas hidrógeno, se condensa en el recipiente *ge*.

La extremidad *c* suele á veces quedar obstruida durante el experimento; en cuyo caso si los gases no hallaran otra salida fácil, se fraguarian paso por las uniones de las diversas partes del aparato, quedando este completamente inútil. El tubo de desprendimiento *a*E obvia este inconveniente, indicando si el orificio *c* se ha obstruido, pues en tal caso los gases se escaparian por entre el mercurio de la probeta E.

§435. Se prepara actualmente* el potasio, descomponiendo el carbonato de potasa por el carbon á una temperatura muy elevada, y de este modo se obtienen con mucha mas facilidad cantidades de potasio mas considerables que por los antiguos procedimientos. Es esencial mezclar íntimamente el carbonato de potasa con el carbon, y no emplear la mezcla mecánica formada con estos dos cuerpos, que sale muy imperfecta; ademas, como el carbonato se funde mucho ántes que la temperatura sea bastante elevada para que se efectúe su descomposicion por el carbon, este sobrenadará, como mas ligero, en la masa líquida, y por consiguiente la mezcla de las dos materias quedará destruida. Por el contrario, resulta una mezcla muy íntima de carbonato de potasa y carbon, descomponiendo por el calor ciertas sales de potasa con ácidos orgánicos. El bitartrato de potasa sirve perfectamente para este objeto, pues deja mucho carbon, y se le encuentra en el comercio á precios bastante cómodos, principalmente en estado de bitartrato impuro ó de *tártaro en bruto*.

Se coloca este bitartrato en un crisol de barro, que se cubre con su tapadera, enlodando los intersticios con arcilla para impedir la entrada del aire. Se le aplica un fuego fuerte, que se mantiene

* Este procedimiento ha sido imaginado por M. Brunner.

hasta que cese el desprendimiento de gas. Enfriado el crisol, se saca la materia negra que contiene, y se la pulveriza en un mortero; despues se mezcla con carbon en polvo grueso, y se introduce el todo en un frasco de hierro forjado. Los frascos de hierro en que comunmente se trasporta el mercurio son muy á propósito para este objeto. Su abertura *o* (fig. 319), cuando sirven para contener

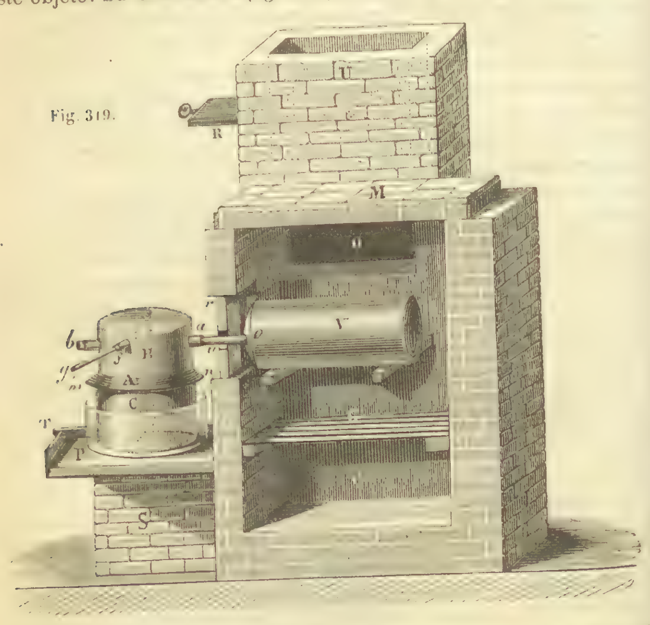


Fig. 319.

mercurio, se halla cerrada con un tapon de hierro, que entra á rosca; mas para la preparacion que nos ocupa, es suficiente abrir un paso de rosca á la extremidad de un tubo corto de hierro que éntre en la matriz ó tuerca correspondiente formada en la abertura *o*. Se aplica sobre esta un poco de arcilla, que basta para cerrarla herméticamente. A fin de evitar que el frasco se altere durante la operacion, se cubre toda su superficie con un lodo arcilloso, aplicado cuidadosamente. Se coloca el frasco, lleno de mezcla hasta los $\frac{3}{4}$ de su capacidad, en el interior de un horno que permita obtener una temperatura sumamente elevada, disponiéndolo como representa la figura 319.

Este horno se compone de una cuba rectangular, cuyas paredes

se construyen con ladrillos refractarios; pues los comunes se fundirian al grado de calor excesivamente vivo que es necesario producir. Esta cuba suele dejarse abierta en su parte superior, lo cual facilita la colocacion del frasco de hierro, ó la de los crisoles cuando se emplea el horno para otras operaciones; sirviendo ademas para introducir el combustible. Se cierra esta abertura con una tapadera M, formada de ladrillos encajonados entre un marco de hierro que los sujeta. El conducto O establece la comunicacion entre la cuba y la chimenea U de competente altura, y provista de un registro R, que sirve para regular convenientemente el tiro del horno, y por consiguiente la combustion. El cenicero C tiene por la parte anterior una abertura para que el aire penetre en el horno. Una de las paredes laterales de este lleva tambien una abertura rectangular, que se tapa completamente con ladrillos refractarios, cuando el horno sirve para calcinar crisoles, y se cierra con una puerta de fundicion *rn*, provista de un agujero que da paso al tubo de hierro *uo*, si se hace uso del horno para preparar el potasio.

El frasco V se coloca sobre dos barras gruesas de hierro, ó mejor, sobre dos ladrillos refractarios, empotrados en las dos paredes laterales. El tubo de hierro *uo* enchufa en un recipiente de cobre A, cuya forma es la siguiente:

Las dos partes de que se compone, B y C, encajan una en otra; y se ve el corte de cada una en la figura 320. La parte inferior es un vaso cilíndrico de cobre, de base ovalada; la superior, que sirve de tapadera, entra en la primera hasta la altura *mn*, y se halla dividida en dos compartimientos por una pared vertical *cd*, que baja hasta muy cerca del fondo del vaso C, cuando se han reunido ambas partes. Los dos orificios *a* y *b* se han dispuesto exactamente uno en frente de otro, y en direccion de la abertura correspondiente practicada en la pared vertical *cd*; por último, en la parte anterior del recipiente se ha abierto otro orificio *f*, segun puede verse en la figura 319.

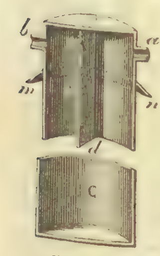


Fig. 320.

Se echa en el vaso C aceite de nafta, hasta la altura de 5 á 6 centímetros; se ajustan las dos piezas, y se adapta el tubo de hierro *uo* al orificio *a*, cerrando muy exactamente los intersticios con lodo arcilloso. Se dispone un tubo de vidrio en el orificio *f*, para dar salida á los gases, y finalmente se cierra la abertura *b* con un tapon de corcho.

El recipiente descansa sobre un apoyo S (fig. 319), cubierto con una plancha de palastro que tiene su vertedero en T.

Dispuesto así el aparato, se introduce en el horno, primeramente carbon hecho ascua, en seguida carbon sin encender, y cuando este se halla bien encendido, se va echando una mezcla de partes iguales de carbon de leña y cok. Se tiene cuidado á cada nueva carga de combustible, de pasar por la parte inferior de la cuba una barra de hierro ó sea la palanca de fundidor, para evitar que se formen vacíos debajo de la retorta.

Muy luego principia la reaccion entre el carbon y el carbonato de potasa : se desprende abundantemente gas óxido de carbono por el tubo *fg* ; el potasio libre se volatiliza , se condensa en el recipiente y cae en el aceite de nafta. Conviene mucho enfriar el recipiente , porque podria calentarse por efecto de la radiacion de las paredes del horno y el paso de los gases calientes. Con este objeto se hace pasar sobre su tapadera una corriente continua de agua fria, que no pudiendo penetrar en la capacidad inferior , por impedírselo el sombrerete *mn*, va á salir por el vertedero T del apoyo. El tubo de hierro *uo* suele obstruirse muchas veces, ya por causa de las materias arrastradas mecánicamente , ya por el depósito de sustancias procedentes de una reaccion particular que no tardaremos en dar á conocer. Para obviar este inconveniente, que se reconoce en que cesa la salida de gases por el tubo *fg*, se introduce por el orificio *b* una varilla de vidrio (fig. 321), fija á la extremidad de un mango, con la cual se maniobra convenientemente hasta agujerear el depósito formado y dejar expedito el tubo.

Fig. 321.

Cuando ya no se desprenden gases por el tubo *fg*, sin hallarse obstruido el conducto *uo*, queda terminada la operacion, y es menester separar el recipiente.

El potasio que este contiene se halla en forma de glóbulos irregulares, mezclados con diversas materias accidentales, que se separan por filtracion al través de un lienzo. Esta filtracion se ejecuta bajo el aceite de nafta, calentado hasta 60° poco mas ó menos. Se coloca el potasio impuro en el lienzo, que se dobla en forma de muñeca, y se sumerge así en una cápsula llena de aceite de nafta á 50 ó 60° ; se comprime la muñeca con unas tenazas : el potasio pasa por entre el lienzo en forma de glóbulos metálicos y cae en el fondo de la cápsula , donde se reúne en glóbulos mas gruesos. Las materias extrañas quedan en el lienzo.

Hemos visto que el óxido de carbono se dejaba descomponer por el potasio al calor rojo sombrío. Es difícil evitar en nuestro aparato esta reaccion inversa , que ocasiona la pérdida de una porcion del

potasio aislado durante la primera reaccion. El óxido de carbono y los vapores de potasio pasan de la retorta al tubo de hierro *uo*, y encontrando en este una temperatura mucho mas baja, dan lugar á la reaccion inversa de que hemos hablado : una porcion del potasio descompone al óxido de carbono formando productos particulares, á que se ha dado el nombre de *croconato* y *rodizonato* de potasa, los cuales se depositan en el tubo *uo*, con el carbon que ha quedado libre, y tienden á obstruirlo. Parte de estas materias es arrastrada hasta el recipiente, en forma de copos negros, que pueden servir para extraer las dos sales de potasa que acabamos de indicar. Es muy importante, para disminuir en cuanto sea posible la pérdida de potasio ocasionada por esta reaccion inversa, dar muy poca longitud al tubo *uo*.

§ 436. Para obtener el potasio perfectamente puro, es menester someterlo á una segunda destilacion. Se ejecuta esta en un vaso de hierro forjado A (fig. 322), sobre el cual se fija á rosca un tubo de hierro encorvado *abc*. Se introduce el potasio en este vaso con cierta cantidad de aceite de nafta, y se sujeta el todo á la accion del fuego en un buen hornillo. La extremidad del tubo de hierro *abc* se sumerge en un frasco lleno de aceite de nafta, que recibe al potasio fundido, siendo indispensable para que este fluya y pase con facilidad al recipiente, golpear de cuando en cuando y con suavidad el tubo *abc*.



Fig. 322.

COMBINACIONES DEL POTASIO CON EL OXÍGENO.

§ 437. El potasio forma dos combinaciones con el oxígeno : un protóxido á que se da la fórmula KO, y un peróxido que contiene 3 veces mas oxígeno, y que por lo mismo se escribe KO^3.

Cuando se calienta un glóbulo de potasio en una navecilla de plata dispuesta dentro de un tubo atravesado por una corriente de oxígeno seco, el metal se enciende y trasforma en una materia amarilla, fusible, que es el peróxido de potasio. Esta materia se disuelve fácilmente en el agua, pero se descompone · pierde sus $\frac{2}{3}$ de oxígeno, y queda reducida á protóxido de potasio que se disuelve. Si se evapora la disolucion hasta la sequedad del residuo, se obtiene hidrato de protóxido de potasio, que se funde al calor rojo sombrío, pero sin perder su agua combinada.

La preparacion del protoxido de potasio ofrece grandes dificultades. Para obtenerlo, se trasforma en peróxido de potasio un

peso conocido de potasio, calentándole en una navecilla de plata, en medio de una corriente de gas oxígeno; se incorpora despues, en la misma navecilla, un peso de potasio doble del que se ha trasformado en peróxido, y se calienta en el mismo tubo, pero haciendo pasar una corriente de gas azoe:

$$KO^3 + 2K = 3KO.$$

Se le obtiene tambien, calentando un peso determinado de hidrato de protóxido de potasio KO+HO, ó *potasa*, juntamente con otro peso de potasio igual al que existe en la potasa: el hidrógeno del agua queda libre, y se forman dos equivalentes de protóxido de potasio:

$$KO.HO + K = 2KO + H.$$

No se consigue obtener el protóxido de potasio descomponiendo el nitrato de potasa por el calor, como análogamente se ejecuta para preparar considerable número de protóxidos anhidros, por ejemplo, los protóxidos de bario, estroncio, calcio, etc.; pues cuando se calienta el nitrato de potasa, en una retorta de vidrio ó porcelana, se descompone al calor rojo sombrío, en oxígeno que se desprende, y en nitrito de potasa que queda en la retorta:

$$KO.AzO^5 = KO.AzO^3 + 2O.$$

Si se aumenta la temperatura, el nitrito mismo se descompone, desprendiendo oxígeno y azoe; pero el protóxido de potasio se apodera de una porcion del oxígeno y pasa en parte al estado de peróxido. La descomposicion completa del nitrito de potasa no puede obtenerse en vasos de vidrio ni de porcelana, que muy luego quedan agujereados é inútiles, porque los silicatos que constituyen la materia de estos vasos se dejan atacar fuertemente por los óxidos de potasio. Lo propio sucede á los vasos de platino, que tambien son corroidos por los óxidos de potasio, sobre todo en presencia del oxígeno. La plata resiste mucho mejor á la accion de estos óxidos, aunque los vasos formados de este metal son bastante fusibles para no poderse efectuar en ellos la descomposicion completa del nitrito de potasa.

Hemos de ver muy luego que el hidrato de protóxido de potasio es por el contrario muy fácil de obtener en gran cantidad, y que constituye una de las sustancias mas útiles en nuestros laboratorios.

De las dos combinaciones que forma el potasio con el oxígeno, una tan solo, el protóxido, hace papel de base, siendo la base mas

poderosa que conocemos. No se han encontrado hasta el presente combinaciones formadas por el peróxido, y así es que se mira este compuesto con muy escaso interés. Se descompone inmediatamente en contacto del agua y de los ácidos, se desprende oxígeno y se forma una sal de protóxido de potasio.

Sales formadas por el protóxido de potasio, ó potasa.

Combinaciones del protóxido de potasio con el agua.

§ 438. El protóxido de potasio, ó potasa, forma con el agua dos combinaciones definidas ó *hidratos*, un monohidrato $KO + HO$, ó $KO.HO$, y un pentahidrato $KO + 5HO$.

Cuando el potasio descompone el agua se forma hidrato de protóxido de potasio $KO.HO$, que queda disuelto en el líquido. Se produce el mismo hidrato, siempre que se descompone una sal de potasa por una base susceptible de formar con el ácido de la primitiva una sal insoluble. Se emplea constantemente en los laboratorios este último procedimiento para preparar los hidratos de protóxido de potasio, que son reactivos muy importantes. Para esto se descompone por medio de la cal el carbonato de potasa: se forma carbonato de cal insoluble, y la potasa queda en el líquido bajo el estado de hidrato.

Se disuelve 1 parte de carbonato de potasa en 10 partes de agua. Si queda residuo despues de la disolucion, por ser el carbonato impuro, se deja reposar el líquido, que se decanta en seguida á una caldera de hierro colado bien limpia, en la cual se calienta hasta la ebullicion. Se le incorpora entónces una lechada clara de cal, que se va echando en pequeñas porciones. De este modo se añaden sucesivamente hasta unas 8 partes de cal, continuando siempre la ebullicion. Se saca en seguida con una bombilla una pequeña cantidad de líquido, que se vierte en una probeta, se aguarda algunos instantes á que se precipiten las materias en suspension; despues se echa una porcion del líquido claro en una copa, y se añade ácido clorhídrico en exceso. Si todo el carbonato de potasa se ha trasformado en hidrato de potasa, el ácido no debe producir efervescencia; pero en el caso contrario la habrá bastante viva, y será menester continuar la ebullicion por algun tiempo, agregando si fuera necesario pequeñas cantidades de cal, hasta que deje de haber efervescencia al hacer una nueva prueba como la anterior. Cuando se logra este resultado, se separa la caldera del fuego, y se deja el líquido en reposo hasta que se clarifique, cuidando de tener tapada

la caldera á fin de que la potasa no absorba el ácido carbónico del aire. Si se quiere conservar la potasa en estado de disolucion, se decanta el líquido con un sifon, recogiéndolo en un frasco de vidrio, que se cierra con tapon esmerilado. No todos los frascos de vidrio sirven igualmente para este objeto, pues los de cristal y d vidrio tierno, que contienen cantidades mas ó menos considerables de óxido de plomo, son atacados con el tiempo por la disolucion de potasa, de manera que esta llega á encerrar cantidades apreciables de óxido de plomo, que estorban mucho las reacciones químicas. Los frascos de vidrio verde son mas convenientes, porque resisten mucho mejor á la accion de la potasa.

Cuando se quiera obtener potasa sólida, se evapora rápidamente la disolucion en un vaso de cobre, ó mas bien de plata. Es conveniente producir una evaporacion muy viva, á fin de que el vapor, al desprenderse incesantemente, aisle la potasa del contacto del aire, y la impida absorber el ácido carbónico que este contiene. Al terminar la evaporacion, se activa el calor hasta el rojo sombrío; el hidrato de potasa KO.HO, que queda solo, se funde en un líquido de consistencia oleosa. Si se ha formado un poco de carbonato de potasa durante la evaporacion, este carbonato, que se funde á una temperatura mucho mas elevada, quedará sobrenadando en el hidrato y levantará espuma, que puede quitarse con una espumadera. Se vierte en seguida el hidrato fundido sobre un plano de cobre, en el cual se cuaja inmediatamente. Se le quebranta, y se introduce en frascos que se conservan bien tapados.

El hidrato de potasa preparado de este modo se llama *potasa cáustica por la cal*, ú obtenida por medio de la cal. Cuando se ha purificado el carbonato de potasa que se emplea, y la operacion se ha ejecutado con el cuidado conveniente, resulta un hidrato de potasa casi puro. Pero es muy raro que esto suceda con la potasa por la cal que se expende en el comercio, pues el carbonato de potasa que ha servido para su preparacion contiene regularmente cloruro de potasio, sulfato y silicato de potasa, ademas de que no ocurre casi nunca que la descomposicion del carbonato sea completa.

§ 439. Para purificar la potasa cáustica por la cal, se quebranta en pequeños fragmentos, y se introduce en un gran frasco, que se llena de alcohol muy concentrado; se agita el frasco repetidas veces, y aun conviene calentarlo suavemente á fin de acelerar la disolucion; despues se deja reposar el líquido. Se forma en el fondo del frasco un depósito cristalino, compuesto principalmente de sulfato de potasa y cloruro de potasio; sobre este depósito se

encuentra un líquido espeso y viscoso, formado en gran parte por el carbonato de potasa que se ha disuelto en el agua procedente del alcohol. Por último, la parte restante del líquido es una disolucion de monohidrato de potasa en alcohol casi absoluto. Se decanta el líquido superior con un sifon, recibiéndole en una retorta ó en otro aparato destilatorio á propósito; se sacan por destilacion cerca de $\frac{2}{3}$ de alcohol, que es alcohol absoluto, y se echa luego el contenido de la retorta en una cápsula de plata, donde se le acaba de evaporar rápidamente. Se calienta á lo último hasta el rojo sombrío, á fin de fundir el hidrato de potasa, que se vierte en seguida sobre una lámina de plata. La disolucion alcohólica toma ordinariamente un color pardo, debido á la alteracion que experimenta una pequeña parte del alcohol, bajo la influencia del oxígeno del aire y de la potasa, resultando de aquí un ácido orgánico pardo, que queda combinado con la potasa. Pero tan luego como esta se derrite, la materia se descolora completamente, porque el ácido orgánico se destruye produciendo ácido carbónico, que queda combinado con la potasa.

La potasa purificada de este modo lleva el nombre de *potasa alcohólica,* ú obtenida por medio del alcohol, y aun cuando contiene siempre cierta cantidad de carbonato, se halla despojada completamente de cloruros y sulfatos. Si se quiere obtener esta potasa privada de todo su ácido carbónico, bastará disolverla de nuevo en el agua, agregarle un poco de lechada de cal y sujetarla á la ebullicion: enfriada en seguida, se la conserva con la cal en un frasco bien tapado. El líquido contiene entónces un poco de cal en disolucion, que podrá precipitarse vertiendo en él, despues de decantado, algunas gotas de carbonato de potasa.

§ 440. La descomposicion del carbonato de potasa por medio de la cal no se efectúa fácilmente, sino en el caso de hallarse muy diluido; pero la disolucion de potasa resulta tambien muy debilitada, y se hace preciso evaporar mucha agua para obtener potasa sólida. Si la disolucion del carbonato de potasa es concentrada, no se logra reducirlo al estado de potasa cáustica, aun por una ebullicion prolongada con un grande exceso de cal. Ademas, cuando se hace hervir una disolucion muy concentrada de potasa cáustica juntamente con carbonato de cal, la potasa se apodera de casi todo el ácido carbónico del carbonato. Se concibe, pues, que con una disolucion de carbonato de potasa, de cierto grado de concentracion, la descomposicion de este carbonato deberá detenerse en un límite determinado, que no podrá traspasarse aun cuando continúe la operacion. Pudiera retrocederse todavía, es decir, venir á

formar nueva cantidad de carbonato de potasa, si el líquido se concentrara demasiado por ebullicion.

Teóricamente hablando, basta 1 equivalente de cal, $CaO=356$, para descomponer 1 equivalente de carbonato de potasa, $KO.CO^2=865$; pero la experiencia demuestra que para obtener una descomposicion rápida, es menester por lo menos una cantidad de cal doble de la que acabamos de indicar.

Cuanto mas concentrada se halle la disolucion de carbonato de potasa, convendrá agregarle mayor cantidad de cal.

La potasa cáustica (potasa hidratada) se presenta en forma de masas blancas y opacas, de fractura cristalina. Su densidad es 2,1 poco mas ó menos. Se funde al calor rojo sombrío, y se volatiliza sin alteracion al rojo blanco. El hidrato de potasa no suelta su agua, á menos que se le presente un ácido mas enérgico con el cual pueda combinarse el óxido de potasio.

§ 441. Para determinar experimentalmente la cantidad de agua que contiene el hidrato de potasa, se pesa con rapidez cierta cantidad de este hidrato en un crisol de platino, cubierto con su tapadera para que la materia no pueda absorber humedad miéntras se la pesa. Se añade un poco de agua para disolver la potasa, despues se vierte con precaucion un corto exceso de ácido sulfúrico, que forma sulfato de potasa. Se evapora hasta sequedad, tomando las precauciones convenientes para que no haya pérdida de materia por proyeccion. Desecado el residuo, se le calcina fuertemente al calor rojo, á fin de desalojar el exceso de ácido sulfúrico y reducir el sulfato de potasa al estado de sulfato neutro, $KO.SO^3$. Se vuelve á pesar el crisol, y se obtiene un peso P de sulfato de potasa, producido por el peso p de hidrato de potasa. Si conociéramos la composicion del sulfato de potasa, sabríamos inmediatamente cuál es el peso q de potasa anhidra, KO, contenida en el peso P de sulfato de potasa, y sacaríamos por conclusion que un peso p de hidrato de potasa contiene un peso q de potasa anhidra, y de consiguiente un peso $(p-q)$ de agua.

Mas supongamos que no se conozca la composicion del sulfato de potasa; se disolverá en agua el peso P de este sulfato, lavando repetidas veces el crisol con agua destilada, para no perder nada, si es posible, de la materia. En las aguas reunidas, aciduladas ligeramente con algunas gotas de ácido clorhídrico y calentadas hasta la temperatura de la ebullicion, se verterá un exceso de disolucion de cloruro de bario. El ácido sulfúrico se precipitará completamente en estado de sulfato de barita insoluble, que se depositará fácilmente si están calientes las dos disoluciones. Se recogerá

este precipitado sobre un pequeño filtro, y, despues de bien lavado con agua destilada y secado en seguida, se le calcinará al aire para quemar el filtro. Se obtendrá un peso Q de sulfato de barita. Ahora bien, podemos admitir que la composicion de este sulfato sea conocida; pues si no lo fuese, podria determinarse experimentalmente como se ha descrito (página 208, t. I).

Se encontrará de este modo que 100 partes de hidrato de potasa KO.HO contienen 16,0 de agua, lo cual corresponde á la composicion siguiente en equivalentes :

1 eq. protóxido de potasio.	590,00	83,99
1 » agua.	112,50	16,01
1 » hidrato de potasa....	702,50	100,00.

§ 442. El monohidrato de potasa se disuelve en el agua con desprendimiento de calor. Esto nos prueba que no ha habido simplemente disolucion, pues esta ocasiona siempre enfriamiento del líquido. El monohidrato se combina con nueva cantidad de agua, y el calor desprendido por esta combinacion es superior al absorbido en el acto de la disolucion. Si se disuelve el monohidrato de potasa en muy pequeña cantidad de agua caliente, y en seguida se deja enfriar la disolucion en un frasco tapado, se forman cristales pertenecientes á un segundo hidrato de potasa, que contiene 5 veces mas agua que el primero, y cuya fórmula es KO+5HO. Este hidrato se disuelve en el agua, haciendo bajar la temperatura.

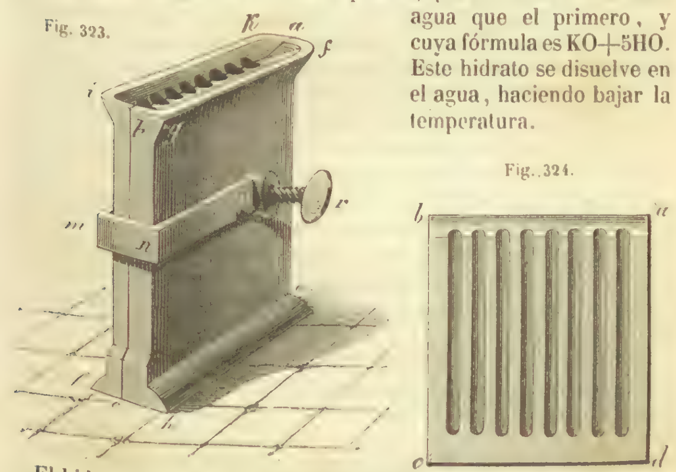


Fig. 323.

Fig. 324.

El hidrato de potasa es delicuescente al aire. Un fragmento de potasa, expuesto al aire en una cápsula de porcelana, no tarda en

convertirse en un líquido espeso de consistencia de jarabe. Al mismo tiempo la potasa va absorbiendo el ácido carbónico del aire, y el producto conserva el estado líquido, porque el carbonato neutro de potasa es tambien delicuescente; pero con el tiempo se forma bicarbonato de potasa que cristaliza.

§ 443. La potasa ataca y disuelve las materias animales, y por esto se la emplea en cirujía, bajo el nombre de *piedra de cauterio*, para cauterizar las carnes. Cuando ha de servir para este uso se le da la forma de barritas ó cilindros, vaciándola en un pequeño molde ó rielera de bronce, formado de dos piezas *abcdefgh, abcdikl,* que se reúnen cuando se quiere echar la potasa derretida, y se separan en seguida para sacar los pequeños cilindros vaciados. La figura 323 representa el molde con sus mitades reunidas, y la 324 hace ver una de ellas separada.

Carbonatos de potasa.

§ 444. La potasa forma tres combinaciones con el ácido carbónico: un carbonato neutro, $KO.CO^2$, un sesquicarbonato, $KO.\frac{3}{2}CO^2$, y un bicarbonato, $KO.2CO^2$.

Carbonato neutro de potasa, $KO.CO^2$. El carbonato neutro de potasa se extrae ordinariamente de las cenizas de los vegetales, cuyo jugo contiene muchas sales solubles, y principalmente sales formadas por la potasa y sosa combinadas con ácidos orgánicos. Estos ácidos son siempre combinaciones de carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se queman las plantas, los ácidos orgánicos se descomponen y volatilizan, quedando en las cenizas la potasa y sosa en estado de carbonatos. Pero las cenizas de los vegetales contienen aun otras muchas sales, señaladamente cloruros de potasio y sodio, sulfatos de potasa y sosa, carbonatos y fosfatos de cal y de magnesia, silicato de alúmina. Los vegetales que se crian en las orillas del mar contienen principalmente sosa, al paso que los que crecen en el interior de los continentes encierran en su mayor parte potasa. Las cenizas de estos últimos son las que sirven para obtener el carbonato de potasa.

Se tratan estas cenizas por el agua, que disuelve las sales solubles, esto es, los carbonatos de potasa y sosa, los cloruros y sulfatos, dejando un residuo insoluble, formado principalmente de silicato de alúmina, de carbonato y fosfato de cal. Se evapora hasta sequedad la disolucion, que se llama vulgarmente *lejía de cenizas*. El residuo de la evaporacion es lo que se vende en el comercio con los nombres de *carbonato de potasa en bruto, potasa perlasa y potasa en bruto.*

La cantidad ponderable de cenizas que suministran los diferentes vegetales, es variable segun su naturaleza y los terrenos en que se crian. Las plantas herbáceas dan mucha mas cantidad que las plantas leñosas. Las diversas partes de un mismo vegetal rinden tambien proporciones muy diferentes de cenizas: las hojas dan mas que las ramas, y la corteza mas que el tronco.

La fabricacion en grande de la potasa en bruto no puede hacerse con ventaja sino en los países en que el combustible tenga poco valor, y en donde se queman los vegetales expresamente para utilizarlos con este objeto. Las cenizas se aprovechan en todos los países, ya como abono en la agricultura, ya para formar disoluciones de carbonato de potasa impuro, ó lejías de cenizas, que se emplean para blanquear la ropa. Casi toda la potasa en bruto que se consume en las artes viene de Rusia ó de América. La composicion de este carbonato de potasa impuro es muy variable, y como su valor depende principalmente de la proporcion de carbonato alcalino que contiene, importa mucho en el comercio poder reconocer pronto y con exactitud el valor de la potasa en bruto que se compra. Expondremos mas adelante, con toda detencion, el método que se emplea en estos ensayos.

La potasa en bruto contiene de 60 á 80 por 100 de carbonatos de potasa y sosa, y el resto de la materia se compone de cloruro de potasio, de sulfato y una pequeña cantidad de silicato de potasa. Se la puede purificar por via de disolucion, y obtener un carbonato de potasa que solo contenga un 2 ó 3 por 100 de materias extrañas. Para esto, se trata la potasa en bruto por un peso igual al suyo de agua fria, se la deja en digestion por espacio de muchos dias, agitando de cuando en cuando: las sales extrañas menos solubles, como el sulfato de potasa y cloruro de potasio, quedan en gran parte como residuo. Decantado el líquido, se le somete á una evaporacion rápida, hasta que principie á enturbiarse por el depósito de pequeños cristales; se separa entónces el fuego, y se deja enfriar, teniendo cuidado miéntras el líquido cristaliza, de agitarlo continuamente á fin de interrumpir la cristalizacion, y hacer que no se formen mas que pequeños cristales. Se pasa el líquido enfriado por una manga á propósito para filtrar, en la cual quedan los cristales de carbonato de potasa, que se lavan con un poco de carbonato de potasa puro en disolucion.

Se obtiene carbonato de potasa mas puro, descomponiendo mediante la accion del calor, en un crisol de hierro, el bitartrato de potasa purificado, que se llama *cremor tártaro* en el comercio. Queda por residuo una mezcla de carbonato de potasa y carbon,

conocida en los laboratorios con el nombre de *flujo negro*. Se trata esta mezcla por el agua, que disuelve el carbonato de potasa y deja el carbon; y despues se evapora hasta sequedad. Se prepara á veces el carbonato de potasa, proyectando en una caldera de hierro colado, enrojecida al fuego, pequeñas porciones de una mezcla formada de 1 parte de bitartrato y 2 de nitrato de potasa. El carbon del ácido tártrico es quemado completamente por el oxígeno del ácido nítrico, y queda una materia blanca que se llama *flujo blanco*, y que se halla formada casi por entero de carbonato de potasa. Pero este producto encierra siempre cierta cantidad de nitrito. Se evita este inconveniente disminuyendo la proporcion de nitrato de potasa, pues el carbonato resulta entónces privado de nitrito de potasa, si bien encierra siempre un poco de cianuro de potasio.

El medio mas seguro de obtener carbonato de potasa puro consiste en preparar bioxalato de potasa, combinando el hidrato de potasa con un exceso de ácido oxálico. Se purifica esta sal por cristalizaciones repetidas, y se descompone en seguida sometiéndola á la accion del calor en un crisol de platino.

El carbonato de potasa es muy soluble en el agua, y su disolucion posee en alto grado reaccion alcalina. Cuando se halla muy concentrada en caliente, deposita al enfriarse cristales que contienen un 20 por 100 de agua, y cuya fórmula es $KO.CO^2 + 2HO$.

§ 445. *Bicarbonato de potasa*, $KO.2CO^2$. — Se obtiene esta sal, haciendo pasar ácido carbónico por una disolucion concentrada de carbonato neutro de potasa, hasta que este no disuelva mas ácido: el bicarbonato de potasa se deposita en forma de cristales.

Para esta preparacion se utiliza el ácido carbónico que se desprende en abundancia durante la fermentacion del vino dulce ó de los licores azucarados, y aun el que sale naturalmente en ciertos parajes por entre las grietas del terreno.

El bicarbonato de potasa se disuelve en 4 partes de agua fria; sus cristales encierran 9 por 100 de agua, y tienen por fórmula $KO.2CO^2 + HO$. Por la accion del calor pierden su agua y la mitad del ácido carbónico, reduciéndose al estado de carbonato neutro.

Ensayo de las potasas del comercio.

§ 446. Las potasas impuras que corren en el comercio presentan composiciones muy diferentes, y es claro que su valor ha de ser proporcional á la cantidad de carbonato de potasa puro que contienen. Se concibe, pues, cuán importante es para el comprador

poseer medios exactos y expeditos para determinar el valor venal de las potasas que quiera comprar.

El procedimiento empleado se funda en la reaccion alcalina que ejerce el carbonato de potasa sobre la tintura de tornasol, pues esta tintura toma un color rojo pálido que es característico, tan luego como se le agrega una pequeñísima cantidad de un ácido fuerte, al paso que el ácido carbónico, cualquiera que sea su proporcion, nunca le comunica mas que el color rojo vinoso.

Se llama *título ponderal* de un álcali impuro, el número de kilógramos de materia alcalina que contiene por quintal. Para determinarlo se toma cierta cantidad de ácido que se divide en 100 partes, y por separado una cantidad de álcali determinada de tal modo que, si fuera puro, saturase exactamente las 100 partes de ácido. El número de partes de ácido empleado para la saturacion de un álcali impuro expresará el título ponderal.

El ácido que se elige es el ácido sulfúrico. Se toman por unidad 5 gramos de este ácido en el máximo de concentracion, es decir, en el estado de ácido SO^3+HO, y se diluye en una cantidad de agua tal, que la mezcla ocupe 100 medios centímetros cúbicos. Para saturar 1 equivalente de ácido sulfúrico hidratado, ó 612,5, es menester 1 equivalente de potasa pura anhidra $KO=590,0$; por consiguiente, para saturar las 100 partes centesimales de nuestra mezcla acuosa, ó los 5 gramos de ácido monohidratado, habrá que tomar una cantidad de potasa pura anhidra, dada por la proporcion:

$$612,5 : 590,0 :: 5,000 : x,$$

$$\text{de donde } x=4^{gr},816.$$

Averiguando, pues, el número de centésimas de ácido que serán saturadas por $4^{gr},816$ de una potasa cualquiera, es claro que este número representará el de kilógramos de potasa pura contenida en 100 kilógramos de la potasa en bruto, es decir, el valor ó título ponderal del álcali.

Para preparar el ácido sulfúrico que se emplea con este objeto, y que se llama *licor ácido normal* ó *ácido normal*, son menester precauciones particulares. El ácido sulfúrico concentrado del comercio nunca tiene el máximo de concentracion, y es casi siempre impuro. El que se vende por *ácido puro destilado*, puede considerarse como despojado de materias extrañas, aunque contiene algo mas de agua que el ácido monohidratado. Para mayor seguridad puede destilarse el ácido del comercio en un aparato igual al que hemos descrito (§ 139); se separa el primer cuarto que pasa por destilacion,

por ser demasiado acuoso, y se recogen solamente los dos cuartos siguientes para formar el licor ácido normal. Conviene echar en la retorta un poco de sulfato de protóxido de hierro, para destruir los productos nitrosos que el ácido pudiera contener.

Se pesan muy exactamente, en un pequeño matraz, 100 gramos de este ácido. Se toma ademas un vaso A (fig. 325) que contenga un litro de agua fria cuando esté lleno hasta la señal α, grabada sobre el cuello, y se le llena de agua hasta la mitad. Se echa despues poco á poco el ácido sulfúrico que se acaba de pesar, imprimiendo al vaso un movimiento giratorio á fin de mezclar rápidamente los líquidos. Se lava repetidas veces el matraz con agua, que se va echando en el vaso A; finalmente, se acaba de llenar este vaso hasta la señal α, y se agita para que el ácido se distribuya por igual y haya homogeneidad en toda la masa líquida. Como el líquido se calienta por efecto de la mezcla del ácido con el agua, es menester dejarle tomar la temperatura ambiente, y añadir despues pequeñas porciones de agua con una bombilla, hasta que el nivel enrase exactamente con la señal α. Preparado así el licor ácido normal, se le conserva en un frasco bien tapado.

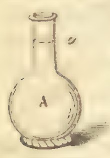


Fig. 325.

Se necesita todavía, para hacer el ensayo de las potasas, una disolucion azul de tornasol, y papel teñido de azul claro con esta misma tintura. El tornasol se encuentra en el comercio bajo la forma de pastillas cónicas. Se disuelven dos ó tres en un decílitro de agua hirviendo, se filtra la disolucion recibiéndola en un pequeño frasco, y sin mas se obtiene la tintura azul. Para preparar el papel de tornasol, se toma un papel fino con cola, como el blanco para cartas, y se le moja con la tintura por una de sus caras, aplicándola con un pincel. Ha de quedar despues de seco con una tinta azul muy clara; pero si esta no fuera bastante sensible, se le daria una segunda capa de tintura. No es conveniente que el color del papel adquiera mucha intensidad, porque dejaria de ser bastante sensible á las reacciones ácidas.

Esto supuesto, para hacer el ensayo de una potasa, se toman varios fragmentos en las diferentes partes de la masa que se trata de reconocer, de manera que se obtenga una muestra de igual composicion con corta diferencia á la masa entera. Se quebranta la potasa en pedazos mas menudos, que se mezclan íntimamente; despues se pesan con mucha exactitud 48^{gr},16, que se disuelven en un volúmen de agua tal, que el volúmen de la disolucion sea rigurosamente de $\frac{1}{2}$ litro.

Para hacer con facilidad esta disolucion, se ponen las 48^{gr},16 de

potasa en un vaso cilíndrico B (fig. 326), que tiene un pico para verter cómodamente el líquido que contenga. Se tiene dispuesta á parte una probeta con pié C (fig. 327), de $\frac{1}{2}$ litro de cabida hasta la señal circular β, se llena la mitad de agua, y se echa esta cantidad de agua en el vaso B; teniendo cuidado de agitar con una varilla de vidrio para facilitar la disolucion de la potasa. Cuando esta disolucion es completa, pudiera quedar un residuo insoluble considerable; en cuyo caso se filtraria el líquido por un pequeño filtro colocado inmediatamente sobre la probeta C. Se lava en seguida repetidas veces el vaso B con pequeñas porciones de agua, que se pasan por el mismo filtro. En fin, despues de bien lavado este, se añade agua con una bombilla en la probeta C, para hacer que el nivel enrase exactamente con la señal β. Es preciso para esto que la probeta se halle colocada sobre un plano horizontal, y que el experimentador dirija por la señal β una visual rasante al nivel del líquido.

Fig. 326.

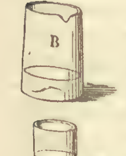


Fig. 327.

Tenemos, pues, que los $48^{gr},16$ de potasa en bruto disueltos en agua forman exactamente $\frac{1}{2}$ litro de disolucion. Es claro que si se toma $\frac{1}{10}$ de este volúmen, es decir 50 centímetros cúbicos, se tendrá la cantidad de disolucion que hubieran producido $4^{gr},816$ de potasa. Sirve para este objeto una bombilla D (fig. 328), que contiene 50 centímetros de líquido cuando está llena hasta la señal γ. Para llenar la bombilla, se sumerge su punta *a* en la disolucion alcalina, y se aspira con la boca hasta que el nivel del líquido quede encima de la señal γ. Se cierra entónces la abertura superior con el dedo, y destapándola un instante, se deja correr lentamente el líquido, hasta que el nivel coincida con la señal γ. Para separar la última gota que queda suspendida á la extremidad *a* de la bombilla, se apoya esta extremidad contra la pared de la probeta C.

Fig. 328.



Se recibe el líquido de la bombilla en un vaso cilíndrico de vidrio E (fig. 329), y cuando queda vacía se sopla hácia el interior para hacer caer la última gota. Se da color al líquido con una pequeña cantidad de tintura de tornasol, de modo que adquiera una tinta bien marcada; y se procede en seguida á la saturacion por el ácido normal.

Fig 329.

Para medir el volúmen de este ácido que es necesario emplear,

se hace uso de una vasijilla de vidrio de forma adecuada, á la que llamaremos *bureta*, del nombre francés que le ha dado su inventor. Se compone de un tubo de vidrio *ab* (fig. 330), de 12 á 14 milímetros de diámetro interior, que lleva soldado por un extremo otro tubo *cd* mucho mas estrecho, encorvado paralelamente al primero, y despues hácia su extremidad en forma de pico. Este pequeño vaso se halla dividido en mitades de centímetros cúbicos, habiéndose trazado la division inversamente, esto es, principiando en la parte superior, donde se marca el cero, que corresponde al volúmen 100, y continuando en órden descendente. Esta disposicion de la escala es cómoda, pues permite leer inmediatamente el número de divisiones que ocupaba el ácido que se ha vertido. Se unta con un poco de sebo ó cera la parte inferior del pico *d*, á fin de que el líquido no se adhiera á las paredes ni se derrame á lo largo de ellas.

Fig. 330.

Prévias estas operaciones, se llena la bureta de licor ácido normal hasta la division 0; despues, cogiéndola con la mano derecha, y teniendo asido con la izquierda el vaso E que contiene la disolucion alcalina azul, se va echando en esta el licor normal, imprimiendo continuamente al vaso E un movimiento giratorio, á fin de mezclar rápidamente los líquidos. Para apreciar con mas facilidad los cambios de color, se mantiene el vaso E sobre un pliego de papel blanco.

Las primeras cantidades de ácido que se echan, no producen alteracion sensible en el color del líquido; pero cuando se ha añadido una porcion de ácido mayor que la mitad de la que produce la saturacion, aquel toma una tinta roja vinosa. Desde este momento es necesario verter el ácido gota á gota, y detenerse tan luego como la disolucion adquiera el color rojo característico que producen los ácidos enérgicos. Se lee entónces la division que enrasa con el nivel del licor normal. Supongamos que sea la 55, es claro que se habrán echado 55 centésimas de ácido, y por consiguiente que el quintal de potasa contiene 55 kilógramos de potasa pura.

No conviene sin embargo considerar este primer ensayo mas que como aproximado, pues puede obtenerse mucha mayor precision repitiendo el experimento. Se toman de nuevo 50 centímetros cúbicos de la disolucion alcalina, valiéndose de la bombilla D, y se echan en el bocal E. Se agregan inmediatamente 50 ó 52 divisiones del licor ácido normal, y despues de agitada la mezcla, se vierte la cantidad de tintura de tornasol necesaria para obtener una coloracion conveniente. Se continúa la operacion, pero echando el ácido nor-

mal con muchísimo cuidado, á fin de determinar rigurosamente el momento en que se verifica la saturacion. Como la abertura del pico de la bureta es muy estrecha, puede echarse fácilmente el líquido gota á gota, siendo posible asegurarse en cualquier instante de que es menester siempre el mismo número de gotas para formar una division del instrumento. Supongamos, por ejemplo, que 5 gotas de líquido formen una division, podremos subdividir cada division en quintas partes, contando el número de gotas que se han echado. Se vierte, pues, gota á gota el licor ácido normal en el bocal E, y se tiene cuidado de agitar la disolucion con una varilla de vidrio al caer cada gota, y de ir marcando un trazo sobre una tira de papel de tornasol con la extremidad de la varilla. Se continúa de este modo hasta que el líquido haya tomado el color característico, y se anota en seguida el número de divisiones y el de gotas empleadas.

Supongamos que se hayan empleado 53 divisiones enteras mas 3 gotas, esto es, $53^{div.} + \frac{3}{5}$. Esta cantidad excede en cierto número de gotas á la rigurosamente necesaria para producir la saturacion. Esto consiste en que las primeras gotas de ácido añadidas en exceso, no alteran inmediatamente el color del tornasol, pues requieren para ello cierto tiempo. Pero como hemos ido marcando trazos sobre una tira de papel de tornasol, despues de echar cada gota, y al cabo de cierto tiempo todos aquellos en que el ácido se encontraba en exceso se ponen rojos, será fácil saber el número de gotas vertidas en exceso. Si, por ejemplo, se han enrojecido los cuatro últimos trazos, esto probará que se han echado de mas cuatro gotas de licor normal, siendo preciso restar estas cuatro gotas, es decir $\frac{4}{5}$ de division, del número que hemos hallado anteriormente. El verdadero título ponderal de la materia será, pues, $52\frac{4}{5}$ ó 52,8.

§ 447. Si la potasa sometida al ensayo fuera perfectamente cáustica, el color azul pasaria inmediatamente al rojo pálido característico, cuando llegase á predominar el ácido.

Si el álcali se encuentra en estado de carbonato simple y disuelto en una cantidad suficiente de agua, si ademas se agita constantemente el líquido, no se desprenderá ácido carbónico miéntras se vierte la primera mitad del licor normal. El ácido carbónico que queda libre, se combina con el carbonato no descompuesto, haciéndole pasar al estado de bicarbonato, y el líquido conserva hasta entónces su color azul; pero añadiendo mas ácido, el color pasa al rojo vinoso, porque se descompone una parte del bicarbonato, y se desprende ácido carbónico. El color rojo vinoso subsiste hasta

el momento en que el bicarbonato se ha descompuesto enteramente, y predomina el ácido sulfúrico.

Por último, si todo el álcali se halla en estado de bicarbonato, las primeras gotas de ácido añadidas producen el rojo vinoso, porque ponen en libertad ácido carbónico.

§ 448. Este mismo procedimiento sirve para determinar con mucha exactitud la cantidad de materia alcalina que contiene por litro una disolucion de potasa. Basta tomar con la bombilla 50 centímetros cúbicos de esta disolucion, y saturarlos con el licor ácido normal. Supongamos que se hayan echado 42 divisiones de la bureta, se dirá que 50 centímetros cúbicos de la disolucion de potasa contienen $4^{gr},816 \times 0,42 = 2^{gr},02$ de materia alcalina, y por consecuencia, que cada litro contiene $40^{gr},4$.

Nitrato de potasa.

§ 449. El nitrato de potasa que vulgarmente se conoce con el nombre de *nitro* ó *salitre* se encuentra ya formado en la naturaleza. Se le puede preparar directamente, combinando el ácido nítrico con la potasa, ó descomponiendo el carbonato de potasa por el mismo ácido. Evaporando el líquido, se depositan cristales prismáticos acanalados, por resultar de la aglomeracion de un gran número de individuos cristalinos. Estos cristales no encierran agua, de suerte que su fórmula es $KO.AzO^5$.

El nitrato de potasa tiene un sabor fresco y algo amargo; su densidad es 1,933. Sometido á la accion del calor, se funde hácia 350°, y forma un líquido muy flúido, que se congela por enfriamiento formando una materia vítrea. Á una temperatura mas elevada se descompone; desprende oxígeno puro, y se reduce á nitrito de potasa, $KO.AzO^3$. Calentado mas, el nitrito mismo se descompone; se desprende una mezcla de oxígeno y azoe, y queda potasa cáustica, KO; pero esta potasa contiene siempre una proporcion notable de peróxido de potasio, KO^3. No puede obtenerse la descomposicion completa en vasos de vidrio, ni menos en los de porcelana, porque la potasa los ataca enérgicamente, agujereándolos á los cortos instantes.

La solubilidad del nitrato de potasa aumenta muy rápidamente con la temperatura:

100 partes de agua	disuelven á	0°	...	13,32	de nitrato de potasa.
»	»	18	...	29,00	»
»	»	45	...	74,60	»
»	»	97	...	236,00	»

Por consecuencia, una disolucion saturada en caliente depositará, al enfriarse, la mayor parte de la sal disuelta.

El nitrato de potasa es un cuerpo oxidante muy enérgico. Proyectado sobre las ascuas chisporrotea y deflagra, porque activa mucho la combustion del carbon en la proximidad del contacto. Una mezcla de azufre y nitrato de potasa, arrojada en un crisol calentado, produce una combustion muy viva y gran desprendimiento de luz: se forma sulfato de potasa. Por esta propiedad del nitrato de potasa, se le emplea muy á menudo en los laboratorios para oxidar los cuerpos; y así hemos visto (§ 165), que el selenio calentado con este nitrato da seleniato de potasa, y que el ácido arsenioso produce en iguales circunstancias arseniato de potasa. El nitrato de potasa entra en la composicion de la pólvora.

§ 450. Hemos dicho que el nitro existia formado en la naturaleza. En muchos países cálidos, principalmente en la India, en Egipto y en España se producen en la superficie del terreno, despues de la estacion de las lluvias, abundantes eflorescencias salinas. Se recogen las tierras hasta la profundidad de algunos centímetros, y se las trata por el agua, que disuelve las sales solubles. Se echan estas aguas en grandes receptáculos, donde se evaporan rápidamente por la accion del calor solar, depositando cantidad considerable de nitrato de potasa en forma de gruesos cristales. Esta sal es la que corre en el comercio con el nombre de *nitro en bruto de las Indias*. Las aguas madres se desechan, aunque bien pudieran producir cantidades abundantes de nitro, mezclándolas con sales de potasa, pues dichas aguas contienen en gran proporcion nitratos de cal y de magnesia.

Recógese tambien nitro en ciertas grutas naturales. En la isla de Ceilan existen muchas grutas cuyas paredes se cubren de eflorescencias nitrosas. Todos los años se arrancan con pico las costras formadas en las rocas, y se tratan por el agua los fragmentos que resultan. Las aguas dan por evaporacion nitrato de potasa.

§ 451. Se obtiene artificialmente el salitre, reproduciendo las circunstancias que, segun toda probabilidad, deben dar lugar á la formacion de esta sal en la naturaleza. La fabricacion artificial del salitre se reduce siempre á mezclar materias animales azoadas con carbonatos, que ordinariamente son los carbonatos naturales de cal y de magnesia, tan desagregados como puedan obtenerse, incorporándoles si es posible carbonatos alcalinos. Esta mezcla abandonada á sí misma por espacio de muchos años determina la formacion de nitratos, señaladamente de los de cal y potasa, los cuales se trasforman en seguida y de un modo completo en nitrato de potasa, por una adicion conveniente de sales de potasa. Se da á estos

montones de materia el nombre de *nitrerías ó salitrerías artificiales.*

Se construye con greda una era impermeable, que se protege con un cobertizo, y sobre ella se colocan las tierras calizas, tan sueltas como sea posible, mezcladas por lo regular con tierra vegetal y con estiercol. Se las riega de cuando en cuando con aguas de estiercol ó con orines, y se las revuelve frecuentemente. Suelen incorporarse cenizas, y aun cenizas lavadas, ó bien rocas potásicas alteradas, como feldspatos en descomposicion. Estos montones de materias se hacen de diferentes formas segun los países. Una de las disposiciones mas convenientes consiste en formar muros que tengan vertical uno de sus dos paramentos, y el otro dispuesto en gradas. Sobre cada una de estas se abre una zanja ó canal, que sirve para retener las aguas con que se riegan las tierras nitrificables. La cara vertical del muro se halla expuesta al viento que con mas frecuencia reina en el país, y que mas eficazmente contribuye á la evaporacion. Las aguas que mojan la masa terrosa, atraviesan el muro y salen, en virtud de la accion capilar, hasta la superficie vertical, donde hallándose expuestas á una evaporacion muy rápida, depositan sus materias disueltas, con lo cual la pared se cubre pronto de eflorescencias nitrosas. Cuando se ha acumulado sobre esta una cantidad suficiente de materia terrosa, se raspa hasta el espesor de un decímetro, y se hacen lejías con los materiales que resultan. El residuo insoluble se trasporta al monton, repartiéndolo sobre los escalones, de modo que el muro conserve la misma forma. Se continúa así hasta que el monton, por la dislocacion progresiva que experimenta en estas trasformaciones sucesivas, tienda á salir del área que le está destinada. Se le derriba entónces, para reponerlo en su posicion primitiva.

Otras veces, la *preparacion preliminar* de las tierras se hace en las caballerizas, corrales y principalmente en los apriscos.

Se construye en estos diferentes parajes un suelo arcilloso impermeable, que se cubre hasta la altura de 2 ó 3 decímetros con la tierra caliza suelta que deba nitrificarse, y se coloca per encima el estiercol que se forma en los puntos donde habita ganado. Al cabo de cuatro meses se quita el estiercol, se revuelve bien la tierra, se echa por encima una segunda capa de tierra nitrificable, de 2 decímetros próximamente de espesor, y en fin se sobrepone una nueva capa de estiercol Pasados otros cuatro meses, se repite la misma operacion, y al cabo de un año se da por terminada la preparacion de las tierras.

Se sacan en este estado, y se amontonan dejándolas á la altura de un metro poco mas ó menos debajo de un cobertizo; para darles

mas permeabilidad se entremezclan paja, espinos ú otro ramage menudo, y finalmente se las revuelve con horcas una vez cada mes ó cada dos meses. Ordinariamente se necesitan dos años para que las tierras queden bien preparadas y sean propias para formar lejía.

La industria de las nitrerías artificiales se ha hallado por largo tiempo bajo la proteccion de los gobiernos, y no hubiera podido sostenerse sin las concesiones y privilegios de que siempre ha disfrutado. De algunos años á esta parte, puede decirse que esta industria ha desaparecido completamente en Francia, por haberse disminuido de un modo considerable los derechos de entrada que pagaban los salitres de otros países. Se recoge sin embargo cierta cantidad de salitre, haciendo lejías con materiales de construcciones antiguas, y yesones salitrosos procedentes de la demolicion de las partes bajas y húmedas de ciertos edificios, y sobre todo de los establos y caballerizas.

§ 452. Los químicos no están de acuerdo todavía sobre el modo de explicar la formacion del salitre natural. Unos, y son el mayor número, admiten que esta formacion es debida á la influencia de materias animales en descomposicion, como sucede en las nitrerías artificiales, siendo dichas materias las que exclusivamente suministran el azoe. Otros al contrario suponen que el azoe y oxígeno del aire son susceptibles de combinarse directamente en ciertas circunstancias, por ejemplo, en presencia de materias porosas y de carbonatos de bases fuertes; pero hasta el presente no hay experimentos directos que demuestren la posibilidad de semejante hipótesis. Segun ella se admite ademas, que la descomposicion espontánea de materias animales produce carbonato de amoniaco, el cual disolviéndose en el agua, encontraria al oxígeno y al azoe que este líquido disuelve siempre en contacto del aire. Bajo la influencia del carbonato de amoniaco, que posee reaccion alcalina fuerte, el oxígeno y azoe se combinarian, formando ácido nítrico y produciendo nitrato de amoniaco. Este nitrato obraria sobre los carbonatos de cal y de magnesia; se formarian nitratos de estas dos bases, y se produciria otra vez carbonato de amoniaco, el cual puede de esta suerte servir indefinidamente para engendrar nitratos. La doble descomposicion seria determinada por la gran volatilidad del carbonato de amoniaco (§ 393). Por otra parte, esta sal podria aun ocasionar la formacion de los nitratos, experimentando en sí misma una combustion lenta por el oxígeno disuelto en el agua, combustion en que su azoe se convertiria en ácido nítrico. Ademas, sabemos que el agua de lluvia, en las tempestades y tormentas, contiene siempre un poco de nitrato de amoniaco, que ha de resultar

probablemente de la combinacion de gases bajò la influencia de la electricidad atmosférica, esto es, por circunstancias análogas á las del experimento descrito (§ 409), en el cual hemos visto que el azoe y oxígeno se combinaban con el concurso de la chispa eléctrica, formando ácido nítrico. Segun esto, no está fuera de lo posible el que una parte del nitro natural sea producida por esta combustion.

§ 453. Obtenidas las materias salitrosas, se procede á lavarlas, para sacar con ellas las lejías que, evaporadas despues, han de dar el nitrato de potasa. Estas lociones deben ejecutarse con sumo cuidado y mucha inteligencia, pues por una parte conviene separar la mayor cantidad posible de salitre, y por otra es esencial no emplear mas que el agua estrictamente necesaria, á fin de no tener que evaporar luego grandes masas de líquido, lo cual ocasionaria demasiados gastos en este género de extracciones. Con este objeto se forman las lejías empleando un lavado sistemático, cuyos principios expondremos rápidamente.

Supongamos que se haya puesto en un colador un metro cúbico de materiales salitrosos, que contengan 40 kilógramos de salitre, y que por encima se hayan echado 500 litros de agua, cantidad necesaria para empapar completamente la masa, y por otra parte mas que suficiente para disolver las materias solubles. Pasadas doce horas, se deja correr la lejía, destapando los pequeños agujeros que se encuentran hácia el fondo del colador. Se recogen unos 250 litros de lejía, quedando retenidos por la materia los 250 restantes. Se han separado pues 250 litros de un líquido A, que contiene 20 kilógramos de salitre, quedando en las tierras igual cantidad de agua con la misma proporcion de salitre. Se reemplazan los 250 litros que han salido hechos lejía, con otros 250 de agua fresca, y se cuela de nuevo pasadas otras doce horas. Se recogen aun 250 litros de líquido B, con 10 kilógramos de salitre, y quedan en los materiales 250 litros de agua con otros 10 kilógramos de la misma sal. Una nueva adicion de 250 litros de agua dará 250 litros de una disolucion C, con 5 kilógramos de salitre, y así sucesivamente. Se tendrá pues :

Por la primera locion	250	litros de líquido	A	con	20	kilóg. de salitre.
Por la segunda »	250	»	B	»	10	»
Por la tercera »	250	»	C	»	5	»
Por la cuarta »	250	»	D	»	2,50	»
Por la quinta »	250	»	E	»	1,25	»
Por la sexta »	250	»	F	»	0,63	»

Si suponemos que no se obtienen mas lejías, es claro que se

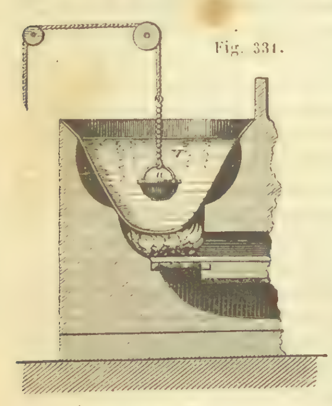
habrán separado $39^k,37$ de salitre, los cuales se hallarán disueltos en 1500 litros de agua. Si por el contrario se hubieran echado inmediatamente sobre la materia los 1750 litros de agua, se habrian recogido 1500 litros de lejía con $34^k,3$ solamente de materia soluble, quedando en la masa $5^k,7$.

Se pasan ahora por un segundo colador, lleno de materiales frescos, los líquidos A y B procedentes de las lociones 1 y 2 hechas en el primero, es decir, 500 litros de agua con 30 kilógramos de materia soluble. Colando estas aguas al cabo de 12 horas, se obtendrán 250 litros de un líquido A′, que contendrá 35 kilógramos de salitre: esta disolucion es bastante rica para que se la pueda evaporar inmediatamente. Las tierras retendrán una cantidad igual de salitre; sobre ellas se echarán los 250 litros de líquido C, que contiene 5 kilógramos de salitre. Pasadas 12 horas, se colarán 250 litros de un líquido B′, que contendrá 20 kilógramos de salitre, y por consiguiente será idéntico al líquido A, que forma la primera lejía del primer colador. Si se pasan ahora sobre la materia los 250 litros de líquido D, que contienen $2^k,50$ de salitre, se obtendrán 250 litros de un líquido C′, que encerrará $11^k,25$ de salitre, y será algo mas rico que el líquido B del primer colador. Pasados á su vez sobre la materia los 250 litros de líquido E, que contiene $1^k,25$ de materia soluble, se colarán al cabo de 12 horas 250 litros de lejía D′, que contendrá $6^k,25$ de salitre, y que se asimilará al líquido C del primer colador. Los 250 litros de líquido F, que contienen $0^k,63$ de salitre, darán, despues de pasar por las tierras, un volúmen igual de una disolucion E′ con $3^k,44$ de salitre. Por último, pasando dos veces seguidas agua pura sobre los materiales, se obtendrá un primer líquido F′ con $1^k,72$, y un segundo líquido G′ con $0^k,86$ de salitre. Se procederá con los líquidos B′, C′, D′, E′, F′, G′, del mismo modo absolutamente que acabamos de indicar para los A, B, C, D, E, F. Se les volverá á pasar sobre una nueva carga de materiales frescos, que se tendrá dispuesta en el primer colador; y nunca se evaporarán los líquidos hasta que contengan 35 kilógramos de salitre por cada 250 litros.

§ 454. Las lejías procedentes de los materiales salitrosos contienen nitrato de potasa, pero principalmente nitratos de cal y de magnesia, y ademas cloruros de sodio y de calcio; es necesario, pues, trasformar todos estos nitratos en nitratos de potasa. Para el efecto, se agrega á las lejías una cantidad conveniente de carbonato ó sulfato de potasa, con lo cual se deposita carbonato ó sulfato de cal; se decantan los líquidos á las calderas de evaporacion, cuando se hayan clarificado. Otras veces se filtran las lejías por una capa de

cenizas, que suministra á la vez carbonato y sulfato de potasa, los cuales sirven para descomponer los nitratos de cal y de magnesia : los líquidos pasan claros desde luego, y pueden someterse á la evaporacion.

La evaporacion de los líquidos se efectúa en una caldera de cobre (fig. 331) á la temperatura de la ebullicion. A medida que el agua se evapora, va entrando nueva cantidad de lejía, que mantiene llena la caldera. Se levantan espumas abundantes, que se separan con una espumadera, y se echan en canastos de tal modo dispuestos cerca de la caldera, que las aguas escurridas vuelvan á entrar en ella. Fórmanse igualmente depósitos de materias terrosas, que los salitreros llaman *lodos* ó *sarros*. Estos se recogen por un medio bastante ingenioso, reducido á suspender un caldero pequeño á la extremidad de una cadena, de modo que venga á quedar situado hácia el centro de la gran caldera. Como el líquido se calienta cerca de las paredes de la caldera mas que en el medio, adquiere un movimiento ascendente á lo largo de estas paredes, y un movimiento descendente hácia el medio. Siendo por otra parte el centro de la caldera el paraje donde las corrientes líquidas son mas débiles, resultará que las materias terrosas, levantadas por las corrientes ascendentes á lo largo de las paredes, é impelidas por las corrientes descendentes hácia el centro de la caldera, se depositarán en el pequeño caldero. Se saca este de cuando en cuando, se dejan escurrir las aguas por una pequeña abertura praticada en su fondo, se arroja el depósito que contiene, y se le vuelve á colocar en medio del líquido hirviendo. Este no tarda en adquirir la concentracion necesaria para que la sal marina, que sensiblemente no es mas soluble en caliente que en frio, principie á depositarse. Se saca entónces el caldero de los lodos, y se extrae con la espumadera la sal marina que se precipita en el fondo de la caldera. Se admite que el líquido tiene la concentracion debida, cuando dejando caer una gota sobre un cuerpo frio, se cuaja inmediatamente por cristalizacion de la sal. En este estado se le pasa á grandes receptáculos de cristalizacion, donde se deja abandonado hasta que se


Fig. 331.

enfríe completamente. La mayor parte del salitre se deposita en cristales; se mezclan las aguas madres, si contienen aun muchos nitratos, con las lejías que se concentran en la caldera, ó bien se incorporan con las lejías fuertes.

§ 455. Los salitreros encuentran actualmente mas ventaja en trasformar primero los nitratos calcáreos y magnesianos en nitrato de sosa, por medio del sulfato de sosa, y convertir despues, por el cloruro de potasio, el nitrato de sosa en nitrato de potasa.

Reducen los materiales salitrosos á fragmentos del grueso de una avellana, quebrantándolos entre dos cilindros acanalados de hierro colado; y despues los someten á la locion, segun el método descrito (§ 453). Las aguas que esta produce se reúnen en una cuba dispuesta encima de la caldera de colada, y se les añade el sulfato de sosa destinado á descomponer los nitratos calcáreos. El sulfato de sosa proviene, bien de las fábricas de ácido nítrico donde se descompone el nitrato de sosa por el ácido sulfúrico, ó bien de las de sosa artificial, en las cuales se descompone la sal marina por el mismo ácido. Este sulfato de sosa encierra siempre un exceso de ácido sulfúrico, que es preciso saturar echando cal en la cuba. Se forma un precipitado abundante de sulfato de cal, que se deja depositar. Se trasiegan las aguas clarificadas á la caldera de colada, y se incorporan los lodos que quedan en el fondo de la cuba, á los materiales salitrosos que hán de reducirse á lejía.

Principiando rápidamente la ebullicion del agua en la caldera, se levanta mucha espuma, que es menester separar segun se va formando. Cuando el líquido se halla suficientemente concentrado, se le agrega cloruro de potasio procedente de plantas marinas llamadas *varechs*. Conviene echar esta sal por pequeñas porciones, á fin de no detener la ebullicion, pues produce frio al disolverse. Se continúa concentrando el líquido; el cual no tarda en depositar la sal marina, que se saca conforme se va precipitando, y se deja escurrir cerca de la caldera

Cuando la disolucion ha adquirido el grado de concentracion conveniente, se deja en reposo por espacio de dos horas, pasándola despues á los cristalizadores, en los cuales el salitre cristaliza por enfriamiento.

El salitre obtenido así lleva el nombre de *salitre en bruto*; contiene de 15 á 25 por 100 de materias extrañas, compuestas principalmente de cloruro de sodio y de potasio. La operacion que tiene por objeto separarlas se llama *refinacion*.

§ 456. La refinacion del salitre se funda en esta propiedad, á saber: que la solubilidad del nitrato de potasa crece muy rápida-

mente con la temperatura, al paso que la de los cloruros de sodio y potasio se mantiene casi constante.

Se ponen en una gran caldera de cobre (fig. 332) 600 litros de agua y 1200 kilógramos de salitre en bruto, y se expone el todo á la accion de un fuego lento á fin de producir la disolucion de esta sal; se añaden sucesivamente nuevas cantidades de salitre, hasta que el peso de la sal introducida llegue á ser de 3000 kilógramos. Se agita constantemente la disolucion, y se espuma de cuando en cuando. El agua que se ha puesto en la caldera basta para disolver en caliente los 3000 kilógramos de salitre; pero como no puede disolver la totalidad de las sales extrañas, y principalmente del cloruro de sodio que se halla mezclado con el salitre, gran parte de esta sal queda en el fondo de la caldera, y puede sacarse por medio de rastros.

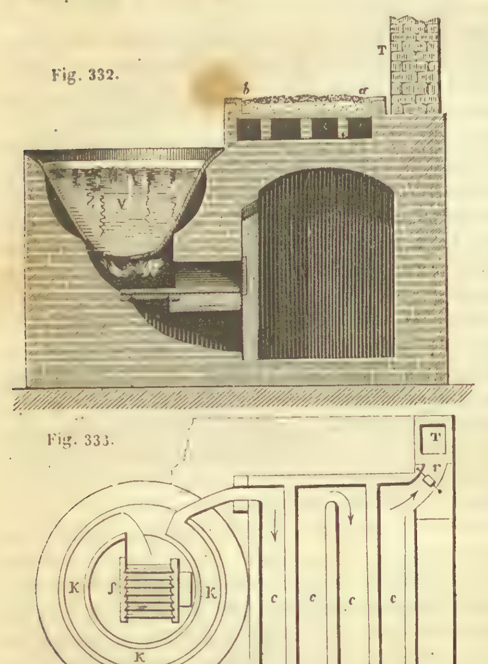


Fig. 332.

Fig. 333.

Se añaden entónces 400 litros de agua por pequeñas porciones, para no enfriar demasiado la disolucion; se echa 1 kilógramo de cola disuelta en agua caliente, y se revuelve vivamente. La cola se mezcla con el líquido, se apodera de las materias orgánicas que producen la viscosidad, se coagula y sale á la superficie en forma de espumas. Se van quitando estas con mucho cuidado, y se

mantiene la ebullicion hasta que el líquido quede perfectamente claro. Se retira el fuego, y se deja enfriar hasta la temperatura de 90° poco mas ó menos; en seguida se saca con precaucion el líquido caliente, valiéndose de vasijas de cobre á propósito, y se trasporta al cristalizador. Durante esta operacion, es importante el remover ló menos posible el líquido de la caldera, á fin de no poner en suspension los cristales de sal marina que quedan depositados en el fondo.

El cristalizador consiste en un gran recipiente de poca profundidad, cuyo fondo lo forman dos planos inclinados, segun se ve representado en las figuras 334 y 335. La primera es el plano, y la segunda el corte trasversal del cristalizador.

Fig. 334.

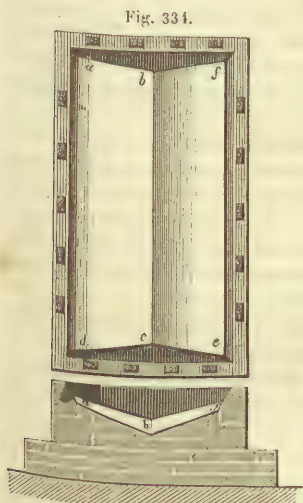


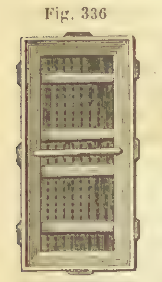
Fig. 335.

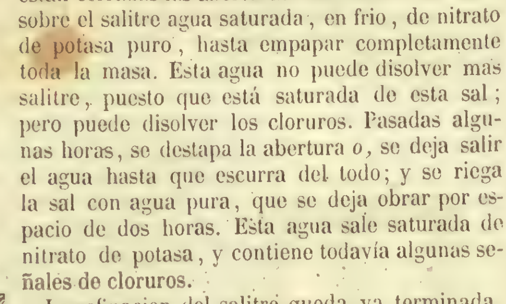
La cristalizacion principia muy luego y continúa segun se va enfriando el líquido. Si este permaneciera en reposo, se formarian cristales gruesos de salitre, adheridos unos á otros, en los cuales quedaria interpuesta agua madre en cantidad bastante notable, que seria muy difícil separar por las sales extrañas que contiene. Pero si se interrumpe la cristalizacion agitando continuamente el líquido, solo se forman pequeños cristales prismáticos que no pueden agregarse; y es fácil despues, por medio de lavados, quitar el agua madre que moja su superficie. Se agita pues constantemente la disolucion, sirviéndose de rastros, con los cuales se amontona el salitre, conforme se va precipitando, á lo largo de los bordes del cristalizador, de modo que vuelvan á entrar en este las aguas madres que se escurren. Se aparta el salitre reunido de este modo, á fin de tener sitio para depositar la nueva sal que se forma. Se continúa así hasta tanto que el líquido presente solo un ligero exceso de temperatura sobre la del medio que le rodea, en cuyo caso se saca con vasijas á propósito, para lo cual se inclina un poco el cristalizador en sentido de su longitud.

Se lava en seguida el salitre en unas cajas dispuestas al efecto, en las cuales se despoja de las aguas madres que mojan sus cristales. La figura 336 representa el plano de estas cajas, y la 337 es un corte trasversal. Se coloca el nitro sobre un fondo con

agujeros, llenando cada caja de modo que la cúspide del mon-

Fig. 336





ton sobresalga 15 centímetros de los bordes superiores. Las cajas tienen un segundo fondo; y están cerradas las aberturas inferiores *o*. Se vierte sobre el salitre agua saturada, en frio, de nitrato de potasa puro, hasta empapar completamente toda la masa. Esta agua no puede disolver mas salitre, puesto que está saturada de esta sal; pero puede disolver los cloruros. Pasadas algunas horas, se destapa la abertura *o*, se deja salir el agua hasta que escurra del todo; y se riega la sal con agua pura, que se deja obrar por espacio de dos horas. Esta agua sale saturada de nitrato de potasa, y contiene todavía algunas señales de cloruros.

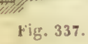


Fig. 337.

La refinacion del salitre queda ya terminada, y no hay mas que secarlo; para lo cual se le coloca en las cajas *ab*, representadas en la figura 332, que se hallan dispuestas cerca del horno de refinacion, y se calientan con el humo del hogar que circula por los conductos inferiores *c, c, c,* (fig. 332 y 333). Se remueve continuamente la sal durante esta desecacion, á fin de impedir que se aglomere.

§ 457. *Ensayo de los salitres.* — El salitre en bruto tal como pasa de las salitrerías á los talleres de refinacion, suele presentar grados de pureza muy variables, siendo por lo mismo de suma importancia el sujetarlo á un ensayo preliminar; que puede ejecutarse por dos procedimientos:

El primero, empleado desde hace mucho tiempo, se funda en que una disolucion de nitrato de potasa, saturada á cierta temperatura, puede quedar en contacto con nueva cantidad de salitre á la misma temperatura sin disolverlo; al paso que en las mismas circunstancias, puede disolver sal marina y muchas otras sales solubles.

Se pesan exactamente, en un bocal, 400 gramos de salitre en bruto pulverizado, y se vierte por encima medio litro de agua saturada de nitro puro á la temperatura ambiente. Se agita durante un cuarto de hora con una varilla de vidrio, y luego se decanta el líquido sobre un filtro. Se vierten entónces sobre la sal 300 centímetros cúbicos de la misma disolucion, que se deja obrar todavía unos 10 minutos, agitando de cuando en cuando, y se echa todo sobre el filtro, despegando el salitre lo mas completamente posible de las paredes del bocal. Se separa el filtro, despues de bien escurrido, y se le extiende, distribuyendo bien la sal por todo

él, entre muchos dobleces de papel absorbente. Cuando las aguas que mojaban el filtro han penetrado lo mas completamente posible el papel que lo envuelve, se saca la sal con una espátula de plata, cuidando de que no quede parte alguna de ella sobre el filtro; se la coloca de nuevo en el bocal y se deseca, calentando este en baño de arena. Se remueve con una varilla de vidrio hasta que la sal esté perfectamente seca, en cuyo caso se pesa en el mismo bocal. La pérdida de peso que ha tenido representa el de las materias extrañas que se hallaban mezcladas con el nitrato de potasa.

Pero no se ha tardado en conocer que este procedimiento presentaba en favor del refinador y perjuicio del salitrero una causa grave de error, pues la riqueza calculada del salitre resultaba demasiado baja. Esta causa de error proviene de que una disolucion saturada de nitro puro no disuelve nueva cantidad de sal, cuando se pone en contacto con nitro puro; pero si dicho líquido ha disuelto cierta cantidad de sal marina, adquiere la propiedad de poder disolver mayor proporcion de nitro (§ 377), siendo esta proporcion tanto mas considerable cuanta mas sal marina contenga el líquido. Así pues, segun aumente la cantidad de sal marina contenida en el salitre que se ha de someter al ensayo, así será mas grande el error que resulte sobre el cómputo de su riqueza. Es por tanto indispensable hacer experimentos directos, para tener en cuenta esta causa de error en los ensayos y valuar la correccion que conviene hacer en cada caso. Con este objeto, se han disuelto sucesivamente en agua saturada de nitro 5, 10, 15, 20 por 100 de sal marina, y se ha buscado despues cuál es la proporcion de salitre que el agua así preparada podia disolver en estas diversas circunstancias. De este modo se ha formado la tabla siguiente:

CANTITAD empleada de disolucion de nitro.	SAL MARINA añadida.	SALITRE disuelto á favor de la sal marina.	SALITRE primitivamente disuelto.	TOTAL del salitre disuelto.
100gr	5gr	0gr,746	21gr,63	22gr,376
100	10	1 ,267	21 ,63	22 ,897
100	15	1 ,658	21 ,63	23 ,288
100	20	1 ,827	21 ,63	23 ,457
100	25	2 ,583	21 ,63	24 ,213
100	26 ,85	3 ,220	21 ,63	24 ,850

La temperatura durante la operacion era de 18°, pero los resultados variarian notablemente si las temperaturas fueran diferentes.

Con arreglo á esta tabla, se ve que si se hace el ensayo de un salitre que contenga 20 por 100 de sal marina, tratando 100 gramos de este salitre por 100 centímetros cúbicos de agua saturada de nitro, se disuelve un 2 por 100 de nitro, y la riqueza del salitre se valúa con 2 centésimas menos de la que debiera ser. De consiguiente, por la merma que sufrirá el salitre en bruto, sometido al ensayo, podrá calcularse con suficiente exactitud la correccion que conviene hacer al valor hallado.

Pero esta especie de correccion solo es aplicable al caso en que el salitre no se halle mezclado mas que con sal marina. Ahora bien, el salitre suele contener muy á menudo proporciones considerables de cloruro de potasio; y es lo que sucede constantemente cuando se han tratado las lejías por las cenizas, ó se les ha añadido residuos de potasa procedentes de diversas operaciones químicas. El ensayo es todavía inexacto en este caso, pero el error influye en sentido contrario, esto es, en provecho del salitrero y en menoscabo del refinador. Cuando se hace digerir una disolucion de nitro puro con cloruro de potasio, se disuelve esta última sal, pero se precipita del líquido una cantidad correspondiente de nitro (§ 377). De manera que si se somete al ensayo un salitre en bruto que contenga mucho cloruro de potasio, resultará estimado en mas de lo que vale, pues se cuenta como nitro puro, contenido en el salitre, la proporcion de esta sal que el agua saturada de nitro ha depositado al disolver el cloruro de potasio.

En la tabla siguiente se ven los errores que se cometen en el ensayo de un salitre en bruto, compuesto de 70 de salitre y 30 de una mezcla en proporciones variables de sal marina y cloruro de potasio.

Sal marina.	Cloruro de potasio.	Nitro.	Merma.	Error del ensayo.
0	30	70	17,8	— 12,2
10	20	70	23,6	— 6,4
20	10	70	28,1	— 1,9
30	0	70	36,85	+ 6,5

Sometiendo pues al ensayo un salitre en bruto que no contenga sal marina, pero que se componga de 70 de nitro puro y 30 de cloruro de potasio, se encontrarán 82,2 de nitro puro. Por el contrario, si se halla compuesto de 70 de nitro y 30 de cloruro de sodio, se obtendrá una riqueza de 63,5 de nitro. Por lo dicho se ven los muchos errores que lleva consigo este método de ensayo, que

no será conveniente emplear, á menos de ejecutarlo con mucha circunspeccion.

§ 458. El segundo método no presenta las mismas causas de error, y se funda en este principio, á saber, que si se calienta con carbon una mezcla de nitrato de potasa y cloruros, el nitrato se convierte en carbonato, el cual presenta reaccion alcalina fuerte, miéntras los cloruros no sufren alteracion y conservan su neutralidad sobre las tinturas coloreadas. Supongamos que se hayan mezclado con carbon 5 gramos de salitre en bruto, y que la reaccion se haya efectuado con auxilio del calor. Se añadirá al producto, despues de tratado por el agua y filtrado, una cantidad de agua tal, que el volúmen total sea de 50 centímetros cúbicos. Será ya fácil determinar, haciendo el ensayo alcalimétrico de este líquido y calculando su riqueza, la cantidad de nitro puro que contienen los 5 gramos de salitre.

Sin embargo, son indispensables precauciones particulares al hacer esta operacion. Si se sujetara inmediatamente á la accion del calor una mezcla de salitre y carbon, la reaccion seria tan viva que una parte de la materia saltaria fuera del crisol. Es necesario incorporar á la mezcla 3 ó 4 veces su peso de una materia inerte, que debilite mucho la reaccion. Se procede ordinariamente como sigue: se pesan con mucha exactitud 20 gramos de salitre en bruto, se mezcla con 5 gramos de carbon y con 80 de sal marina; se proyecta esta mezcla por pequeñas porciones en un crisol de hierro, calentado hasta el rojo; mediante lo cual la reaccion se verifica lentamente sin pérdida de materia. Cuando se ha introducido toda la mezcla en el crisol, se la deja enfriar y se disuelve luego en el agua. Se filtra el líquido, y se le adiciona una cantidad de agua tal, que su volúmen total sea de 200 centímetros cúbicos. Este líquido es el que se somete al ensayo alcalimétrico.

El análisis del salitre en bruto, hecho por este procedimiento, presenta no obstante un inconveniente grave cuando el nitro contiene nitrato de sosa, porque se estima este como si fuera nitrato de potasa.

El análisis seria igualmente inexacto si el nitrato en bruto contuviera sulfatos; pues estos se reducirian á sulfuros por la calcinacion con el carbon, los cuales ejercen, como los carbonatos, reaccion alcalina sobre el tornasol. Con todo seria fácil apercibirse de esta causa de error, por el olor de hidrógeno sulfurado que se desprenderia durante la saturacion del líquido por el ácido sulfúrico normal.

Daremos mas adelante otro procedimiento, por medio del cual puede hacerse el análisis de los nitratos con mucha exactitud, si

bien en el caso de que no contengan mas que un solo nitrato, el de potasa.

Sulfatos de potasa.

§ 459. La potasa y el ácido sulfúrico forman dos combinaciones cristalizables. Una disolucion de potasa ó de carbonato de potasa, saturada por el ácido sulfúrico da por evaporacion cristales anhidros de sulfato de potasa, $KO.SO^3$. Estos cristales se distinguen de las sales solubles en su gran dureza; decrepitan por la accion del fuego y se funden al calor rojo sin descomponerse.

100 partes de agua á	0°	disuelven	8,5	partes de sulfato de potasa.
»	10	»	10,2	»
»	25	»	12,7	»
»	50	»	16,8	»
»	100	»	25,3	»

Segun estos números, la solubilidad del sulfato de potasa crece proporcionalmente á la temperatura, ó en otros términos, está representada por una línea recta (véase la lámina que acompaña á la página 72). El sulfato de potasa no se disuelve en el alcohol concentrado.

Si se disuelve el sulfato precedente en un exceso de ácido sulfúrico, se obtiene un líquido que da por evaporacion otro sulfato cristalizable, llamado *bisulfato de potasa*, aunque mas bien deberia llamarse *sulfato doble de potasa y agua.* Esta sal tiene por fórmula $KO.SO^3+HO.SO^3$. Calentada hasta 200°, se derrite sin descomponerse y sin perder agua. A una temperatura mas elevada, se separa el ácido sulfúrico monohidratado, y queda el sulfato simple $KO.SO^3$. El alcohol concentrado le quita igualmente el sulfato de agua, y deja al sulfato $KO.SO^3$.

El sulfato de potasa y el sulfato de agua pueden combinarse en otras proporciones. Si se añade al sulfato simple de potasa, $KO.SO^3$, una cantidad de ácido sulfúrico, mitad de la que encierra la sal, se obtiene una sal cristalizada que tiene por fórmula

$$(4KO.SO^3)+HO.SO^3.$$

Tratando esta sal por una pequeña cantidad de agua, se la descompone en sulfato simple de potasa que queda, y en sulfato doble $KO.SO^3+HO.SO^3$ que se disuelve:

$$4(KO.SO^3)+HO.SO^3=3(KO.SO^3)+(KO.SO^3+HO.SO^3).$$

Clorato de potasa.

§ 460. El clorato de potasa, $KO.ClO^5$, es una sal anhidra que cristaliza en forma de laminitas delgadas. Los cristales toman mayor desarollo cuando la cristalizacion se efectúa lentamente. Es mucho mas soluble en caliente que en frio:

100 partes de agua á	0°	disuelven	3,33	partes de clorato de potasa.
»	13,32	»	5,60	»
»	15,37	»	6,03	»
»	24,43	»	8,44	»
»	35,02	»	12,05	»
»	49,08	»	18,96	»
»	74,89	»	35,40	»
»	104,78	»	60,24	»

Segun se ve, la solubilidad de esta sal aumenta rápidamente con la temperatura, y está representada por una curva que vuelve su convexidad hácia el eje de las temperaturas (véase la lámina de la página 72).

El clorato de potasa no se disuelve sensiblemente en el alcohol. Se funde á una temperatura de 400° con corta diferencia. Calentándole mas, va perdiendo su oxígeno y acaba por reducirse al estado de cloruro de potasio. Activa mucho la combustion y deflagra cuando se le proyecta sobre las ascuas. Es un cuerpo oxidante de los mas enérgicos, y forma mezclas explosivas con la mayor parte de los cuerpos combustibles, mezclas que suelen detonar con solo la percusion; y así una mezcla íntima de azufre y clorato de potasa produce una detonacion violenta, cuando se la coloca sobre un yunque y se golpea con un martillo. Estas mezclas deben hacerse con precaucion y en corta cantidad, porque podrian ocasionar accidentes graves.

Las mezclas detonantes formadas por el clorato de potasa son mucho mas enérgicas que las correspondientes obtenidas con el nitro.

Se ha tratado de preparar con el clorato de potasa una pólvora de cañon mas enérgica que la ordinaria, pero la que se ha obtenido así posee en alto grado las propiedades de la que llaman *estallante* ó *destructora*, y á la cual indudablemente no resistirian las piezas. Por otra parte su preparacion y conservacion ofrecia grandes riesgos, no siendo pocos los accidentes á que ha dado lugar su uso, que ha sido preciso abandonar.

Se ha usado igualmente una mezcla de clorato de potasa y azufre para formar las cápsulas fulminantes de los fusiles de percusion; pero en el dia se emplea con preferencia el *fulminato de mercurio*.

Si se proyecta una gota de ácido sulfúrico concentrado sobre una mezcla de azufre y clorato de potasa, el azufre se inflama. Esta propiedad se ha aplicado á la confeccion de eslabones para encender pajuelas, que estubieron bastante en uso en otro tiempo, pero actualmente les sustituyen las pajuelas fosfóricas, cuya preparacion hemos indicado (§ 213).

Se formaba una pasta con 30 partes de clorato de potasa y agua de goma, se incorporaban 10 partes de flor de azufre, un poco de cinabrio para dar color, y se mezclaba el todo íntimamente. Se mojaba en esta pasta la extremidad de cada pajuela azufrada de antemano, y se dejaba secar. Por separado se colocaba en un pequeño frasco de vidrio un poco de amianto humedecido con ácido sulfúrico concentrado. Introduciendo la pajuela en este frasco, la pasta de azufre y clorato, mojándose de ácido sulfúrico, se inflamaba, comunicaba el fuego al azufre y este á la madera ó sustancia de la pajuela. Era menester conservar bien tapados estos frasquitos, pues de lo contrario el ácido sulfúrico absorbia la humedad del aire, y su accion sobre la mezcla de clorato de potasa y azufre quedaba sin la suficiente energía para determinar la inflamacion.

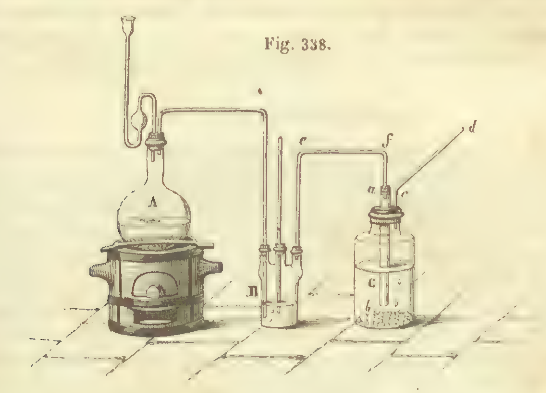
§ 461. El clorato de potasa se prepara haciendo obrar el cloro sobre una disolucion concentrada de potasa; la reaccion se verifica entre 6 equivalentes de potasa y 6 de cloro:

$$6KO+6Cl=5KCl+KO.ClO^5.$$

Siendo el clorato de potasa mucho menos soluble en frio que el cloruro de potasio, se separa en forma de laminitas cristalinas, miéntras el cloruro queda en disolucion. Cuando se quiera preparar una cantidad bastante considerable de clorato, es preciso dar al aparato una forma adecuada. Como el tubo que conduce el cloro á la disolucion de potasa, puede obstruirse por el clorato que se deposita en forma de cristales, es conveniente tomar un tubo de bastante diámetro, ó al menos terminarlo por una parte ancha; pero vale mas disponer el aparato como manifiesta la figura 338. Se produce el cloro en el matraz A, y el gas se lava en el frasco B que contiene agua. El frasco C encierra la disolucion de potasa, ó mas bien de carbonato de potasa, porque esta sal es menos cara. El tapon del frasco C está atravesado por dos tubos, uno estrecho *cd*, que da salida al gas en exceso, y otro recto *ab* de 15 milímetros de diámetro, abierto en los dos extremos, y que baja hasta cerca del fondo

del frasco. El tubo *ef* del frasco lavador se introduce en el tubo *ab* por medio de un tapon *a*. La extremidad *b* del tubo ancho llega á

Fig. 338.



obstruirse por el depósito de cristales, pero puede destaparse fácilmente por medio de una varilla de vidrio que se introduce por la abertura *a*.

Durante el primer período de la operacion se forman bicarbonato de potasa, cloruro de potasio, hipoclorito de potasa y muy poco clorato. La mayor parte del cloruro de potasio se deposita en forma de cristales. Conviene en este momento interrumpir la operacion, á fin de dar tiempo al cloruro de potasio para depositarse tan completamente como sea posible. Se decanta el líquido que sobrenada, y despues se le somete de nuevo á la accion del cloro hasta que se halle saturado en exceso. Se forma un depósito cristalino de clorato de potasa, cuya cantidad aumenta, si se deja que el líquido se enfrie completamente. Evaporando las aguas madres, se obtiene por enfriamiento nueva cantidad de clorato. El clorato de potasa preparado así, encierra siempre cloruro : se le trata primeramente por una pequeña cantidad de agua fria, que disuelve la mayor parte del cloruro, y despues se disuelven los cristales en agua hirviendo. El líquide deposita al enfriarse clorato de potasa casi puro.

Hipoclorito de potasa.

§ 462. Haciendo pasar cloro por una disolucion fria y dilatada de carbonato de potasa, se obtiene un líquido que encierra cloruro de potasio é hipoclorito de potasa :

$$2KO + 2Cl = KCl + KO.ClO.$$

Esta disolucion destruye enérgicamente los colores vegetales, y se emplea en los blanqueos; pero cuando estos se hacen en grande se prefiere el hipoclorito de cal que sale mas barato. En el comercio, se llama este líquido descolorante *agua de Javelle,* porque en este punto, cerca de Paris, fué donde se fabricó la primera vez.

Oxalatos de potasa.

§ 463. El ácido oxálico forma con la potasa tres combinaciones. Saturando por el ácido oxálico la potasa disuelta, se obtiene una disolucion que evaporándola cristaliza y da un *oxalato neutro*, cuya fórmula es $KO.C^2O^3+HO$. Esta sal es soluble en 3 partes de agua fria.

Si se añade ácido oxálico á una disolucion de oxalato neutro, resulta un segundo oxalato cristalizable, el *bioxalato,* que tiene por fórmula $KO.C^2O^3+HO.C^2O^3+2HO$, y puede considerarse como un oxalato doble, compuesto de oxalato neutro de potasa y de ácido oxálico monohidratado. Esta sal exige para disolverse 6 partes de agua hirviendo, ó 40 de agua fria, de manera que se separa fácilmente oxalato neutro, por cristalizacion. El bioxalato de potasa existe en el jugo de muchos vegetales, y la acedera le debe en gran parte su acidez. Se extrae considerable cantidad de esta sal de los zumos vegetales, conociéndola en el comercio con el nombre de *sal de acederas,* y es la que se emplea para sacar las manchas que en la ropa blanca dejan la tinta y herrumbre. El peróxido de hierro se combina en este caso con una parte del ácido oxálico, formando un oxalato doble, que es soluble.

Si se añade al bioxalato de potasa una cantidad de ácido oxálico igual á la que ya contiene, y se disuelve el todo en un poco de agua hirviendo, se precipita por enfriamiento un *cuadrioxalato* que tiene por fórmula $KO.4C^2O^3+7HO$. Esta sal deberá probablemente considerarse como un oxalato doble, formado por la combinacion de 1 equivalente de oxalato simple $KO.C^2O^3$, y 3 equivalentes de ácido oxálico monohidratato $HO.C^2O^3$, siendo su fórmula

$$KO.C^2O^3+3(HO.C^2O^3)+4HO.$$

COMBINACIONES DEL POTASIO CON EL AZUFRE.

§ 464. Las combinaciones conocidas que forma el potasio con el azufre son bastante numerosas, y los químicos admiten cinco, á saber :

El monosulfuro de potasio KS, correspondiente al protóxido KO.
El bisulfuro » KS^2,

El trisulfuro de potasio KS^3, correspondiente al peróxido KO^3,
El cuadrisulfuro » KS^4,
El pentasulfuro » KS^5.

El *monosulfuro de potasio* se obtiene calentando en un crisol una mezcla de sulfato de potasa y carbon :

$$KO.SO^3+4C=KS+4CO.$$

El sulfuro se funde y forma una masa rojiza. Si se calienta una mezcla íntima de 2 partes de sulfato de potasa y 1 de negro de humo, se obtiene un sulfuro muy dividido, cuyas partículas no pueden reunirse por causa de las partecillas de carbon, con las cuales se hallan mezcladas íntimamente. El sulfuro es tan inflamable en este estado, que se enciende en cuanto se le proyecta al aire, recibiendo por esto el nombre de *piróforo*.

Cuando se prepara por este procedimiento el monosulfuro de potasio, nunca se le obtiene puro y encierra siempre un poco de polisulfuro, cuya presencia es fácil comprobar; pues si se vierte en su disolucion un exceso de ácido, se forma constantemente un ligero depósito de azufre, lo cual no hubiera tenido lugar si la disolucion no encerrase mas que monosulfuro (§ 400).

El mejor procedimiento para preparar el monosulfuro de potasio se reduce á tomar una disolucion de potasa, separarla en dos porciones iguales, saturar una de estas por el hidrógeno sulfurado y mezclarla con la otra que ha quedado en estado de potasa cáustica. La disolucion de potasa que ha sido saturada por el ácido sulfhídrico se convierte en sulfosal, ó sea en hidrosulfato de monosulfuro de potasio KS.HS; esta sal mezclada con una cantidad de potasa igual á la que ha servido á producirla, da un monosulfuro simple :

$$KS.HS+KO.HO=2KS+2HO.$$

Evaporando el líquido, el monosulfuro de potasio se reúne en masa cristalina é incolora.

Obtenido el monosulfuro de potasio, los otros sulfuros son fáciles de preparar, pues no hay mas que calentar 1 equivalente de monosulfuro con 1, 2, 3 ó 4 equivalentes de azufre. La preparacion del pentasulfuro es todavía mas sencilla, y basta calentar el monosulfuro con un exceso de azufre, aumentando la temperatura lo suficiente para que se desprenda el azufre que no pueda entrar en combinacion. No conviene sin embargo activar el calor hasta el rojo vivo, porque el pentasulfuro perderia una porcion de su azufre, y pasaria al estado de trisulfuro.

El pentasulfuro de potasio se forma en otras varias circunstancias. Cuando se calienta una mezcla de carbonato de potasa y azufre, la reaccion principia á la temperatura de la fusion del azufre, y se desprende ácido carbónico. Si el azufre se halla en exceso, y no se aumenta la temperatura mas allá de 250°, se forman pentasulfuro de potasio é hiposulfito de potasa, que quedan mezclados con el exceso de azufre :

$$3KO+12S=2KS^5+KO.S^2O^2.$$

Pero si se calienta la mezcla hasta el rojo, el hiposulfito se descompone, el azufre en exceso destila, y se obtiene pentasulfuro de potasio y sulfato de potasa. El hiposulfito de potasa se trasforma efectivamente al calor rojo, en pentasulfuro de potasio y en sulfato :

$$12(KO.S^2O^2)=9(KO.SO^3)+3KS^5.$$

Puede separarse el pentasulfuro del sulfato, tratando la mezcla por el alcohol, que solo disuelve al primero.

Si se agrega carbon á la mezcla de carbonato de potasa y azufre, se forma únicamente pentasulfuro de potasio, al calor rojo sombrío.

Puede tambien obtenerse este producto por via húmeda, haciendo hervir una disolucion de potasa cáustica juntamente con un exceso de azufre : este se disuelve en proporcion considerable, y se forma un líquido de un amarillo intenso, que contiene pentasulfuro de potasio é hiposulfito de potasa.

El pentasulfuro de potasio obtenido por cualquiera de estos procedimientos, lleva el nombre de *hígado de azufre,* y lo emplean en medicina para el tratamiento de las enfermedades de la piel.

Sulfosales formadas por el monosulfuro de potasio.

§ 465. El monosulfuro de potasio se combina con un crecido número de sulfuros electronegativos, constituyendo con ellos verdaderas sales; pero la mayor parte de estas combinaciones no se han estudiado hasta ahora con la atencion conveniente. Las mas importantes son el hidrosulfato de sulfuro de potasio y el sulfocarbonato.

Obtiénese el *hidrosulfato de sulfuro de potasio,* haciendo pasar, hasta saturacion, una corriente de hidrógeno sulfurado por una disolucion de potasa : el líquido concentrado deposita cristales que tienen por fórmula $KS+HS$ ó $KS.HS$. Se ve que este compuesto corresponde exactamente al hidrato de potasa $KO+HO$, en el cual sustituye al oxígeno una cantidad correspondiente de azufre.

El *sulfocarbonato de sulfuro de potasio* se obtiene, vertiendo sulfuro de carbono en una disolucion alcohólica de monosulfuro de potasio. Se forma un depósito cristalino, anaranjado, de sulfocarbonato de sulfuro de potasio $KS.CS^2$, que puede disolverse de nuevo en el agua ó en el alcohol hirviendo, para cristalizarlo segunda vez.

COMBINACION DEL POTASIO CON EL CLORO.

§ 466. Solo se conoce una combinacion del potasio con el cloro, y se obtiene saturando desde luego por el ácido clorhídrico una disolucion de potasa, ó de carbonato de potasa. El líquido deposita por evaporacion cristales cúbicos, anhidros, de cloruro de potasio KCl. La densidad de este cloruro es de 1,84 próximamente. Se funde al calor rojo, sin descomponerse, y da vapores muy sensibles á una temperatura mas elevada.

En Francia se extrae el cloruro de potasio de las sosas de varech. Los varechs son plantas que crecen sobre las rocas cubiertas por las aguas del mar, y se recogen en las costas del Océano, donde las depositan las olas que las han arrancado y acarreado. Se desecan por exposicion al aire, y despues se incineran en pequeñas hoyas ó excavaciones á propósito, quedando una ceniza á medio fundir, que recibe el nombre de *sosa de varech*. Lavadas en caliente estas cenizas producen lejías, de las cuales se sacan por cristalizaciones repetidas las diversas sales que contienen. La sosa de varech da hasta un 30 por 100 de cloruro de potasio.

Esta sal se obtiene como producto accesorio en muchas operaciones de las artes. Se saca una cantidad notable en la refinacion de las potasas en bruto procedentes de las lejías que dan las cenizas. Resulta tambien de las aguas madres que quedan en la refinacion del nitro, y hemos visto (§ 461) que se obtenia en la fabricacion del clorato de potasa. Finalmente, las hojas y ramas del tabaco contienen cantidad considerable de cloruro de potasio.

Esta sal es preciosa para la industria, porque se trasforma fácilmente en otras sales de potasa por doble descomposicion. Puede servir para trasformar el nitrato de cal en nitrato de potasa, cuando se extrae el nitro de los materiales salitrosos. Se utiliza igualmente para la preparacion del alumbre.

El cloruro de potasio produce al disolverse en el agua una baja de temperatura considerable, y veremos mas adelante el modo de sacar partido de esta propiedad, para determinar las proporciones de cloruro de potasio y cloruro de sodio que entran en una mezcla de estas dos sales.

COMBINACION DEL POTASIO CON EL IODO.

§ 467. *Ioduro de potasio.*—Se obtiene esta sal disolviendo iodo en una disolucion concentrada de potasa, hasta que el líquido quede teñido por un exceso de iodo. Se forma un depósito cristalino de iodato de potasa, y quedan en disolucion ioduro de potasio y un poco de iodato. Si solo se tiene por objeto preparar ioduro de potasio, se evapora el líquido hasta sequedad, y se calcina el residuo en un crisol de platino. El iodato de potasa se descompone, y no queda mas que ioduro de potasio, que se disuelve de nuevo en el agua y se hace cristalizar. El ioduro de potasio forma cristales cúbicos anhidros.

Se saca por cristalizacion cantidad considerable de ioduro de potasio, de las aguas madres de los varechs, cuando han depositado los cloruros de potasio y sodio, como igualmente los sulfatos que contienen en disolucion.

COMBINACION DEL POTASIO CON EL CIANÓGENO.

§ 468. *Cianuro de potasio.* — El medio mas sencillo de preparar el cianuro de potasio consiste en descomponer, al calor rojo, el cianuro doble de potasio y hierro $2KCy + FeCy$, que comunmente se llama *prusiato de potasa*. El cianuro de hierro es el que únicamente se descompone, dando una combinacion insoluble de hierro y carbono : un carburo de hierro. Se trata el residuo por el agua, que disuelve al cianuro de potasio, el cual se separa en seguida por evaporacion del líquido. El cianuro de potasio cristaliza en cubos anhidros. Veremos, al describir las combinaciones del hierro, el procedimiento que siguen en las fábricas para preparar el cianuro de potasio impuro, con el cual se elabora el cianuro doble de potasio y hierro.

Caractéres distintivos de las sales de potasa.

§ 469. Las sales alcalinas se distinguen de todas las metálicas, en que no dan precipitado con la disolucion de un carbonato alcalino.

Las sales de potasa se reconocen en seguida por los caractéres siguientes :

1º Las propiedades físicas de sus sales, principalmente las del sulfato de potasa, sal anhidra, que cristaliza fácilmente y goza de cierta dureza.

2° La propiedad de formar con el sulfato de alúmina una sal doble, el alumbre, de fácil cristalizacion en octaedros regulares. Basta echar en la disolucion concentrada de una sal de potasa, otra disolucion concentrada de sulfato de alúmina, y agitar el líquido, para que se forme un precipitado cristalino de alumbre, compuesto de pequeños octaedros regulares, fáciles de reconocer con una lente ó microscopio.

3° La propiedad de formar con el ácido tártrico un bitartrato de potasa, poco soluble en el agua; de modo que si se vierte una disolucion de ácido tártrico en otra algo concentrada de una sal de potasa, se forma un precipitado.

4° La de dar, con el percloruro de platino, un precipitado amarillo de cloruro doble de potasio y platino, cuando la disolucion no está muy dilatada. Este precipitado se deposita mas completamente añadiendo al líquido cierta cantidad de alcohol. El precipitado de cloruro doble de potasio y platino se deshace al calor rojo: el percloruro de platino se descompone, queda platino metálico y cloruro de potasio libre. Tratando el residuo por el agua, solo se disuelve el cloruro de potasio.

5° Las sales de potasa dan, con una disolucion de ácido hidrofluosilícico, un precipitado gelatinoso, traslúcido, de fluoruro doble de potasio y silicio, que al pronto no se distingue fácilmente en medio del líquido; pero pasado algun tiempo se deposita en forma de una gelatina incolora, casi trasparente.

6° El ácido perclórico produce en las disoluciones potásicas un precipitado blanco cristalino de perclorato de potasa.

SODIO.

Equivalente = 287,2.

§ 470. Existe el sodio, bajo el estado de silicato de sosa, en ciertos minerales que entran en la composicion de las rocas primitivas. Combinado con el cloro constituye el cloruro de sodio, ó la sal marina, que se encuentra en disolucion en las aguas del mar, y forma en muchos parajes grandes masas irregulares, interpuestas en las capas de trias. Las plantas que crecen en las orillas del mar absorben cierta cantidad de sales de sosa, que se extraen de sus cenizas.

El sodio es muy parecido al potasio en sus propiedades físicas: quebradizo y con fractura cristalina á temperaturas muy bajas. A la ordinaria de $+15^\circ$ á $+20^\circ$, es bastante blando y puede cortarse fácilmente con el cuchillo. Hácia 60°, es flexible y se deja amasar como la cera; pasa al estado líquido por una temperatura de 90° poco mas ó menos. En fin, hierve al calor rojo, y destila á temperaturas menos elevadas que el potasio.

Recien cortado posee brillo metálico, y se parece á la plata. Pero este brillo no subsiste en contacto del aire, porque el metal se combina rapidamente con el oxígeno, debiendo por esta razon conservársele en el aceite de nafta. Su densidad es mayor que la del potasio, siendo de 0,97 próximamente, á la temperatura ordinaria.

Este metal descompone el agua á las mas bajas temperaturas, y cuando se le echa en este líquido se funde y forma un glóbulo brillante, lo cual es debido al desprendimiento de calor producido por la oxidacion. Este glóbulo recorre la superficie del líquido, pero no se inflama como el potasio; sin embargo puede producirse la inflamacion del gas, haciendo de modo que el glóbulo no se mueva en la superficie del agua; pues en este caso hay menos pérdida de calor, y la temperatura se eleva lo suficiente para que el gas hidrógeno se inflame al desprenderse. Se verifica tambien la inflamacion cuando se proyecta el fragmento de sodio en agua algo espesada con almidon ó goma. El líquido adquiere propiedades alcalinas, debidas al hidrato de protóxido de sodio ó sosa, que se disuelve.

§ 471. Se prepara el sodio por los mismos procedimientos que el potasio. Se le obtuvo primeramente, en pequeña cantidad, descomponiendo la sosa por medio de la pila (§ 433); despues se

empleó el hierro candente para reducir este mismo álcali, y en el dia se le prepara descomponiendo el carbonato de sosa por el carbon á una temperatura elevada, del mismo modo exactamente que se ha hecho con el potasio (§ 435). Para obtener una mezcla íntima de carbonato de sosa y carbon, se disuelve carbonato de sosa puro en la menor cantidad posible de agua caliente, y se añade á la disolucion un peso de carbon de madera pulverizado, igual á la tercera parte del carbonato de sosa empleado; se forma una pasta bien homogénea, que se deseca completamente, y se incorporan despues pequeños fragmentos de carbon de madera, á fin de dar mas porosidad á la masa. Esta mezcla es la que se coloca en el frasco de hierro. El sodio se prepara mas fácilmente que el potasio, por la menor temperatura que requiere su destilacion.

COMBINACIONES DEL SODIO CON EL OXÍGENO.

§ 472. El sodio forma con el oxígeno dos combinaciones, correspondientes á las del potasio y que se preparan del mismo modo.

Cuando se calienta sodio en una atmósfera de oxígeno seco, se inflama y convierte en peróxido NaO^3. Calentado este peróxido juntamente con un peso de sodio doble del que ya contiene, da protóxido de sodio anhidro. Cuando el sodio se oxida descomponiendo el agua, se forma tambien protóxido; pero este se combina inmediatamente con el agua, y da un hidrato que no se descompone por el calor.

La composicion del protóxido de sodio se deduce del análisis del cloruro de sodio, como lo hemos hecho para el protóxido de potasio (§ 441), y es la siguiente:

Sodio.	74,17
Oxígeno.	25,83
	100,00;

el equivalente del sodio será dado por la proporcion

$$25,83 : 74,17 :: 100 : x, \text{ de donde } x = 287,2.$$

Sales formadas por el protóxido de sodio, ó sosa.

§ 473. De los dos óxidos de sodio, únicamente el protóxido es base salificable, formando gran número de sales que tienen mucha importancia por sus aplicaciones.

Hidrato de sosa.

§ 474. Fórmase esta combinacion, siempre que el sodio se oxida en contacto del agua. Para prepararla en los laboratorios, se descompone el carbonato de sosa en disolucion por el hidrato de cal, procediendo exactamente, y con las mismas precauciones, que para obtener el hidrato de potasa (§ 438).

Para descomponer

	1 eq. carbonato de sosa seco.....	662,2
se necesita	1 » cal anhidra................	350,0.

Convendrá sin embargo emplear doble proporcion de cal, á fin de que la reaccion sea completa y marche rápidamente; y así deben tomarse pesos próximamente iguales de cal y carbonato de sosa. Se decanta la disolucion cáustica, para separarla del depósito que se forma, se la evapora con prontitud hasta la sequedad del residuo, que despues de fundido se vierte sobre una plancha de cobre, en la cual se solidifica por enfriamiento. Se obtiene de este modo la *sosa cáustica por la cal*, que puede purificarse disolviéndola en alcohol, como lo hemos dicho respecto de la potasa (§ 439).

El hidrato de sosa ofrece el mismo aspecto que el de potasa, y encierra, como este último, 1 equivalente de agua:

1 eq. protóxido de sodio....	387,2	77,49
1 » agua...............	112,5	22,51
1 » hidrato de sosa......	499,7	100,00.

El hidrato de sosa no pierde su agua, cualquiera que sea la temperatura á que se le someta, y destila sin alteracion exponiéndole á un fuerte calor rojo. La sosa cáustica tiene los mismos usos que la potasa, y es ventajoso darle la preferencia por ser mas barata y fácil de preparar en estado de pureza, pues el carbonato de sosa se encuentra muy puro en el comercio.

Una disolucion de hidrato de sosa, concentrada en caliente, deposita por enfriamiento cristales mas hidratados, cuya composicion no se ha determinado todavía con bastante exactitud. El hidrato de sosa sólido, expuesto al aire húmedo, pasa prontamente al estado de delicuescencia, porque se combina con el agua de la atmosfera, convirtiéndose al poco tiempo en un líquido viscoso, con la consistencia de un jarabe. Continuando indefinidamente la exposicion al aire, este líquido forma cristales de carbonato de sosa, que ofrecen el aspecto de una sustancia eflorescente. Nada parecido

nos presenta la potasa, por ser delicuescente el carbonato de este álcali.

Sulfato de sosa.

§ 475. La sosa y el ácido sulfúrico se combinan en muchas proporciones; pero sus combinaciones mas importantes son el sulfato neutro y el bisulfato de sosa.

El sulfato neutro de sosa, llamado antiguamente *sal de Glauber*, se encuentra en el comercio bajo la forma de cristales voluminosos, los cuales encierran una proporcion de agua que excede la mitad de su peso, siendo su fórmula $NaO.SO^3+10HO$.

1 eq. sulfato de sosa anhidro....	887,2	44,09
10 » agua..................	1125,0	55,91
1 » sulfato de sosa cristalizado..	2012,2	100,00.

El sulfato de sosa cristalizado se funde en su agua de cristalizacion, á temperaturas poco elevadas. Si continúa la accion del calor, se vaporiza una porcion del agua, y se forma un depósito cristalino de sulfato de sosa anhidro. Se deposita tambien este sulfato anhidro cuando se hacen cristalizar las disoluciones acuosas, á temperaturas superiores á 33°. El sulfato de sosa, con 10 equivalentes de agua, solo se forma cuando la cristalizacion se verifica á temperaturas inferiores á +20°. Sus cristales son eflorescentes al aire, y no tardan en convertirse en polvo. Si la cristalizacion del sulfato de sosa se efectúa entre 20 y 33°, se obtiene aun sulfato de sosa hidratado, aunque con menos agua que el primero, y con la propiedad de que sus cristales permanecen inalterables al aire.

Los cristales de sulfato de sosa anhidro se reducen á polvo por exposicion al aire, pero la causa que da lugar á esta eflorescencia es enteramente opuesta á la que produce la del sulfato con 10 equivalentes de agua; y consiste en que el sulfato anhidro se apodera del agua de la atmósfera, se disgrega y pasa al estado de segundo hidrato.

La solubilidad del sulfato de sosa presenta una anomalía muy notable, sobre la cual hemos ya insistido en otro lugar (§ 375). Es muy escasa para las temperaturas inferiores á 0°: 100 partes de agua á 0° solo disuelven 5 partes de sal; pero aumenta rápidamente con la temperatura hasta la de +33°, punto en que presenta un *máximo*: 100 partes de agua disuelven entónces 322 del sulfato con 10 equivalentes de agua. Desde este punto la solubilidad de la sal disminuye segun aumenta la temperatura. Hemos representado gráficamente, en la lámina que acompaña á la página 72, la curva de solubilidad

del sulfato de sosa, en el supuesto de ser *anhidro*. Tambien hemos descrito (§ 369) una singularidad notable que presenta la cristalizacion de esta sal.

El sulfato de sosa anhidro se encuentra en España en las salinas Espartinas, cerca de Aranjuez, formando un mineral cristalizado, que los naturales del país llaman *compacto*, y se conoce con el nombre de *thenardita**. Existe tambien en pequeña cantidad disuelto en las aguas del mar, y en las de muchas fuentes saladas. Puede extraérsele de las aguas madres que quedan en las salinas cuando se cuaja la sal comun, y no hay mas que enfriar estas aguas, á fin de disminuir en cuanto sea posible la solubilidad del sulfato de sosa. En las cercanías de Montpellier se recoge esta sal en cantidad considerable, del depósito abundante que forman durante el invierno las aguas madres de las salinas. Igualmente, en algunos puntos de la provincia de Burgos (España) existen aguas de que ya se extraen grandes cantidades de esta sal. Mas adelante volveremos á hablar de esta fabricacion.

§ 476. La mayor parte del sulfato de sosa que se consume en Francia, se prepara descomponiendo la sal marina por el ácido sulfúrico. Hemos dicho (§ 189) cómo se ejecuta esta preparacion, cuando al propio tiempo se quiere recoger el ácido clorhídrico. En los puntos donde no hay utilidad en beneficiar este ácido, se practica la descomposicion en hornos de reverbero; pero como el desprendimiento de los vapores ácidos podria ocasionar graves perjuicios á la vegetacion de los campos inmediatos, los fabricantes se ven obligados á condensar estos vapores, haciendo que circulen, con todos los demas gases que se desprenden de los hornos, por conductos de fábrica de ladrillo, que dan paso á corrientes de agua y están en comunicacion con una chimenea, cuyo tiro es activado por un horno particular. Se procura en cuanto es posible que las aguas ácidas vayan á parar á pozos absorbentes.

§ 477. El sulfato de sosa puede fundirse al calor rojo sin descomponerse. Agregando á una disolucion de sulfato de sosa, una cantidad de ácido sulfúrico igual á la que ya contiene, resulta un líquido ácido que, evaporado convenientemente, da cristales de *bisulfato de sosa*, cuya fórmula es $NaO.2SO^3+3HO$; la cual puede escribirse $NaO.SO^3+HO.SO^3+2HO$, considerando la sal como un sulfato doble de sosa y agua. Si se calienta esta sal con precaucion, se funde desde luego en su agua de cristalizacion y en seguida pierde fácilmente 2 equivalentes de agua. Calentándola mas, se la puede privar

* Fue analizado por el señor de Casaseca y dedicado al químico Thenard.

de su tercer equivalente de agua, obteniéndose una sal anhidra, que es un verdadero *bisulfato*. Calentado en una retorta este bisulfato anhidro, suelta la mitad de su ácido en estado de ácido sulfúrico anhidro (§ 143).

Si se añaden á la disolucion del sulfato neutro de sosa proporciones menores de ácido sulfúrico, puede obtenerse otro sulfato doble de sosa y agua, que tiene por fórmula

$$3(NaO.SO^3)+HO.SO^3+2HO.$$

Carbonatos de sosa.

§ 478. El *carbonato neutro de sosa*, sal muy importante por los muchos usos que tiene en las artes, se prepara por procedimientos muy variados. Durante largo tiempo se ha obtenido evaporando las lejías procedentes de las cenizas de plantas que crecen en las orillas del mar. Los vegetales que se crian hácia el interior de los continentes dan cenizas muy cargadas de sales de potasa, miéntras los que crecen en las costas, ó rocas bañadas por las aguas del mar, contienen principalmente sales de sosa. Son muy variables las proporciones de carbonato de sosa que rinden las diferentes plantas marinas, siendo las mas ricas, la *salsola soda* y la *salicornia europæa*. Los *varechs*, poco ricos en carbonato de sosa, contienen mucho sulfato y cloruro.

España ha suministrado en otro tiempo la mayor parte del carbonato de sosa que se consumia en Europa. Este carbonato procede de las *barrillas*, especie de salsola que se cria abundantemente en las costas de Alicante, Cartagena y Málaga, y ha formado uno de los artículos principales de su comercio. Estas plantas despues de secas se incineran al aire libre en hoyas practicadas al efecto: terminada la combustion, que dura muchos dias, se obtienen en vez de cenizas, masas duras, compactas y á medio fundir, en cuyo estado se introducian en el comercio y se exportaban con el nombre de *sosas de Alicante y Málaga*. En Francia se recogia tambien cierta cantidad de esta sal en las costas del Mediterráneo, llamándola *sosa de Narbona*.

Durante las guerras de la revolucion francesa y del imperio, las sosas españolas entraban con muchísima dificultad en Francia, y este producto tomó un valor exorbitante. Los químicos franceses, estimulados por su gobierno, emplearon á porfía los recursos de la ciencia para obtener artificialmente el carbonato de sosa, valiéndose de las materias primeras que se encontraban en el país. Despues de ensayar los diferentes procedimientos que en gran número se propusieron, y que resolvian mas ó menos imperfectamente la

cuestion, se encontró uno que permitió obtener carbonato de sosa con pocos gastos y en cantidad tan grande como pudiera apetecerse. Este procedimiento, empleado todavía, se llama *procedimiento de Leblanc*, del nombre del médico francés que lo descubrió.

Se reduce á trasformar desde luego el cloruro de sodio en sulfato de sosa, por el ácido sulfúrico, y á descomponer en seguida el sulfato de sosa por una mezcla de carbonato de cal y carbon, auxiliándose con la accion del calor; resulta de aquí carbonato de sosa y un oxisulfuro de calcio completamente insoluble en el agua; de suerte que es fácil separar estos dos productos.

Cuando se funde una mezcla de 1 equivalente de sulfato de sosa con otro de carbonato de cal, hay doble descomposicion, formándose sulfato de cal y carbonato de sosa; pero tratando por el agua este doble producto, la mayor parte del carbonato de sosa pasa al estado de sulfato. Esta reaccion inversa, bajo la influencia del agua, consiste en que el carbonato de cal es mucho mas insoluble que el sulfato. Si se agregan 4 eq. de carbon á la mezcla de 1 eq. de sulfato de cal y 1 eq. de carbonato de cal, el sulfato de cal se convierte en sulfuro por la accion del calor; y como el sulfuro de calcio es muy poco soluble en el agua, pudiera esperarse separar el carbonato de sosa por medio del agua. Esta separacion es sin embargo muy incompleta, pues se forma siempre cierta cantidad de carbonato de cal, y el sulfuro de sodio se disuelve al mismo tiempo que el carbonato de sosa.

Pero si se calientan juntamente

2 eq. sulfato de sosa.....	1774,4
3 » carbonato de cal....	1875,0
9 » carbono...........	675,0
	4324,4,

la reaccion será la siguiente :

$$2(NaO.SO^3)+3(CaO.CO^2)+9C=2(NaO.CO^2)+2(CaS.CaO)+10CO;$$

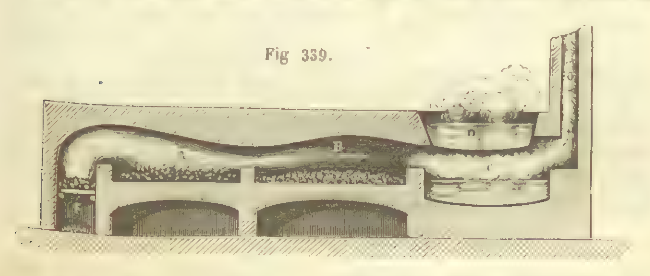
los 2 eq. de sulfuro de calcio se combinan con 1 eq. de cal, y forman un oxisulfuro de calcio 2CaS.CaO, completamente insoluble en el agua. Tratando la materia por este líquido, solo se disuelve el carbonato de sosa.

Las proporciones que la experiencia ha dado como mas convenientes, y que distan muy poco de las que acabamos de encontrar por la teoría, son las siguientes :

1000 de sulfato de sosa anhidro,
1040 de carbonato de cal,
530 de carbon.

Se calienta la mezcla en un horno de reverbero, de fábrica de ladrillo, hasta que se halle en completa fusion, teniendo cuidado de removerla continuamente. Se desprende gas óxido de carbono, que arde formando una llama azul; y cuando cesa este desprendimiento, el operario saca del horno un poco de materia para juzgar por su aspecto y homogeneidad si ha sido completa la reaccion; en cuyo caso extrae la materia pastosa, sirviéndose de un rastro. Enfriada esta y reducida á polvo por medio de muelas verticales, se la coloca en cajas de lavado para obtener las lejías, siguiendo los principios que dejamos expuestos (§ 453), en la extraccion del nitro. Se evaporan los líquidos en calderas á propósito, hasta que principien a cristalizar, y en seguida se les pasa á los cristalizadores, en los cuales se va depositando la sal. Cuando se quiera obtener carbonato de sosa muy puro, convendrá perturbar la cristalizacion, agitando continuamente el líquido, con lo cual solo se depositan pequeños cristales granulosos, que se separan segun se van formando, y se lavan en seguida con un poco de agua pura.

La figura 339 representa el corte vertical de un horno de sosa de


Fig 339.

construccion moderna, en el cual se aprovecha completamente el calor del combustible. La llama que se forma en la rejilla F, atraviesa el compartimiento A, donde reina la mayor temperatura; de este pasa al B, separado del A por un pequeño muro de ladrillo; sigue despues por un tercer compartimiento C, y sale en fin por la chimenea O. El suelo de los compartimientos A y B es de ladrillo, y el del C viene á formar el fondo de una caldera impermeable. Este compartimiento queda cerrado en su parte superior por una caldera de palastro D. Se coloca la mezcla de sulfato de sosa, carbonato de cal y carbon, primeramente en el compartimiento B, donde se calienta; luego se la pasa al A, en el cual se efectúa la reaccion química. Las lejias procedentes de la sosa en bruto, despues de calentadas y concentradas en la caldera D, se dirigen á la C, donde

se termina la evaporacion. De esta suerte se saca del horno el carbonato de sosa completamente seco.

Los hornos de sosa establecidos en Marsella no suelen tener mas que dos compartimientos A y B. Se destina el primero A para la fabricacion del carbonato de sosa, y el segundo B sirve para preparar el sulfato de sosa por la reaccion del ácido sulfúrico sobre el cloruro de sodio; el gas ácido clorhídrico que se desprende pasa por canales de condensacion, donde se disuelve la mayor parte.

§ 479. El carbonato de sosa cristaliza en frio, formando gruesos cristales que contienen 62,9 por 100 de agua, y cuya fórmula es $NaO.CO^2 + 10HO$. Son muy eflorescentes al aire, y mas solubles en caliente que en frio. El agua hirviendo disuelve un peso de estos cristales próximamente igual al suyo, y cuando está fria solo disuelve la mitad. Esta sal puede cristalizar con proporciones menos considerables de agua, cuando se forma en una disolucion caliente: los pequeños cristales granulosos que precipita una disolucion concentrada por ebullicion, solo contienen un 18 por 100 de agua con corta diferencia. El carbonato de sosa pierde fácilmente su agua por la accion del fuego, y se funde al calor rojo formando un líquido muy flúido que cristaliza por enfriamiento.

§ 480. *Bicarbonato de sosa.* — Se obtiene el bicarbonato de sosa, haciendo pasar una corriente de gas ácido carbónico por una disolucion concentrada de carbonato neutro de sosa. El bicarbonato de sosa, que no es muy soluble en el agua, se deposita en gran parte bajo la forma de cristales. La composicion de esta sal es:

$$NaO.2CO^2 + HO \text{ ó } NaO.CO^2 + HO.CO^2.$$

100 partes de agua disuelven á la temperatura ordinaria unas 8 partes de sal.

El bicarbonato de sosa se descompone fácilmente por la accion del calor: la mitad de su ácido carbónico se desprende á una temperatura poco elevada, y queda un carbonato neutro. La disolucion del bicarbonato de sosa se descompone igualmente por el calor, convirtiéndose la sal en carbonato neutro, si continúa la ebullicion.

Emplean en medicina el bicarbonato de sosa para saturar la acidez excesiva que producen en el estómago las digestiones difíciles. Para este uso mezclan la sal con materias azucaradas y forman pastillas, que se conocen con el nombre de *pastillas digestivas de Darcet.*

En las fábricas preparan el bicarbonato de sosa, haciendo pasar

una corriente de gas ácido carbónico por el carbonato neutro de sosa cristalizado, que se coloca en cajas de madera, y se convierte de este modo en bicarbonato. Tambien suelen utilizarse para esta preparacion los desprendimientos naturales de ácido carbónico que se forman en ciertos parajes.

§ 481. *Sesquicarbonato de sosa.* — Se halla en la naturaleza un sesquicarbonato de sosa cristalizado que tiene por fórmula $2NaO.3CO^2 + 4HO$; y se le da el nombre de *natron* ó *sal trona*. En los países cálidos, como en Egipto, Méjico y en las Indias, se forman durante la estacion de las lluvias pequeños lagos ó charcas en las cavidades y cuencas del terreno. Las aguas se evaporan en las estaciones mas templadas, y se producen eflorescencias ó masas cristalinas de natron, que se explotan con mucha ventaja. Esta sal no es eflorescente al aire, y suele tener bastante dureza.

La formacion del natron parece ser debida á la reaccion del carbonato de cal sobre la sal marina; por lo menos esto es lo que se observa cuando se abandona á sí misma por mucho tiempo una mezcla de estas dos sales, en cuyo caso se produce siempre cantidad notable de sesquicarbonato de sosa, ó natron, que forma eflorescencias en la superficie.

§ 482. *Ensayo de las sosas en bruto del comercio.* — Este ensayo se ejecuta del mismo modo que el de las potasas (§ 446), con la única diferencia de que para saturar 5 gramos de ácido sulfúrico monohidratado, solo se necesitan $3^{gr},161$ de sosa pura y anhidra. Se operará pues sobre $31^{gr},61$ de materia; sin que por lo demas tengamos nada que añadir á lo que dejamos dicho sobre el ensayo de las potasas.

Nitrato de sosa.

§ 483. El ácido nítrico y la sosa solo forman una combinacion, el *nitrato de sosa*, que se obtiene descomponiendo el carbonato de sosa por el ácido nítrico. El nitrato de sosa cristaliza en romboedros que no difieren mucho del cubo, lo cual ha sido causa de que se le dé el nombre de *nitro cúbico*. El nitrato de sosa se encuentra principalmente en el Perú, donde forma una capa de espesor variable, y de mas de 100 leguas cuadradas de superficie, cubierta solamente por otra capa de arcilla. Esta sal, tal como la extraen de la tierra, viene á Europa, donde la purifican fácilmente disolviéndola en el agua y sometiéndola á la evaporacion.

Empléase con ventaja el nitrato de sosa, á causa de su bajo precio, para fabricar el ácido nítrico, siempre que pueda beneficiarse fácil-

mente el sulfato de sosa, que resulta como producto secundario de esta fabricacion. El nitrato de sosa da, á igualdad de peso, mas ácido nítrico que el de potasa, por ser menor el equivalente de la sosa que el de la potasa. Se ha tratado igualmente de emplear esta sal para la fabricacion de la pólvora, pero no es conveniente para este objeto, y ha sido forzoso desecharla; porque la pólvora que produce atrae la humedad del aire con mucha mas facilidad que la pólvora ordinaria, y su inflamacion es menos rápida. Hemos visto (§ 455), que actualmente se emplea esta sal para obtener el nitrato de potasa con los materiales salitrosos.

Tambien puede trasformarse inmediatamente, por doble descomposicion, el nitrato de sosa en nitrato de potasa, y basta para ello tratar esta sal por el carbonato de potasa. Evaporados los líquidos y abandonados á la cristalizacion, á una baja temperatura, depositan el nitrato de potasa. Puede emplearse igualmente el cloruro de potasio para efectuar esta descomposicion, en cuyo caso el líquido, concentrado por ebullicion, precipita mucha sal marina; y, separada esta, deposita nitrato de potasa por enfriamiento.

Fosfatos de sosa.

§ 484. Las combinaciones de la sosa con el ácido fosfórico son muy numerosas, y su estudio presenta sumo interés. Los químicos distinguen actualmente *fosfatos tribásicos* ó *fosfatos ordinarios*, *fosfatos bibásicos* ó *pirofosfatos*, y *fosfatos monobásicos* ó *metafosfatos*.

Fosfatos tribásicos, ó *fosfatos ordinarios*.

§ 485. Se prepara el fosfato de sosa ordinario del comercio, agregando carbonato de sosa á la disolucion del fosfato ácido de cal, que se obtiene tratando las cenizas de los huesos por el ácido sulfúrico, hasta que ya no haya efervescencia ni depósito. La cal se separa en el estado de subfosfato insoluble, y el líquido encierra fosfato de sosa en disolucion. Evaporado este líquido y enfriado despues, deposita hermosos cristales trasparentes de fosfato de sosa, que se purifica por una nueva cristalizacion. Su fórmula es $2NaO.PhO^5+25HO$; aunque debe escribirse

$$(2NaO+HO)PhO^5+24HO,$$

lo cual indica que el ácido fosfórico está combinado con 3 equivalentes de base, 2 equivalentes de sosa y 1 de agua básica. Esta sal tiene reaccion alcalina marcada sobre los reactivos coloreados.

y es eflorescente al aire. Se disuelve en 2 partes de agua hirviendo y en 4 de agua fria. Sometida á la accion del calor, se derrite primero en su agua de cristalizacion, despues pierde sucesivamente esta agua, y si no se eleva demasiado la temperatura, queda en estado de sal tribásica anhidra $(2NaO+HO)PhO^5$. Volviéndola á disolver en el agua, reproduce por cristalizacion la sal primitiva. Pero sujetándola á una temperatura mas elevada, por ejemplo, á la que produciria su fusion ígnea, pierde su equivalente de agua básica y se reduce á $2NaO.PhO^5$. En tal estado su naturaleza cambia completamente, pues disolviéndola de nuevo y cristalizándola, no se obtiene ya la sal primitiva, sino una sal enteramente distinta, que muy luego estudiaremos con el nombre de *pirofosfato de sosa.*

Si se vierte en la disolucion del fosfato de sosa ordinario $(2NaO+HO)PhO^5+24HO$, que tiene reaccion *alcalina,* otra disolucion de nitrato de plata, que es *neutra* á los reactivos coloreados, se obtiene un precipitado amarillo de fosfato de plata, $3AgO.PHO^5$, y el líquido que queda presenta reaccion *ácida.* La doble descomposicion se efectúa entre 1 equivalente de fosfato de sosa tribásico y 3 equivalentes de nitrato de plata; se halla representada por la ecuacion siguiente:

$$(2NaO+HO)PhO^5+3(AgO.AzO^5)=3AgO.PhO^5+2(NaO.AzO^5)$$
$$+HO.AzO^5.$$

Conteniendo el líquido, despues de la precipitacion, 2 equivalentes de nitrato de sosa, *neutros* á la tintura de tornasol, y 1 equivalente de nitrato de agua, que tiene reaccion *ácida*, deberá enrojecer la tintura de tornasol.

2° *Fosfato de sosa tribásico* $3NaO.PhO^5+24HO$. — Si se añade un exceso de carbonato de sosa á una disolucion del fosfato precedente, y se hace que cristalice el líquido concentrado, se obtiene una sal dotada de reaccion alcalina fuerte, y cuya fórmula es $3NaO.PhO^5+24HO$. Esta sal pierde fácilmente su agua por el calor, y presenta entónces la composicion $3NaO.PhO^5$. Puede fundirse sin experimentar modificacion alguna, porque permanece siempre en el estado de *fosfato tribásico*; y si disuelta en el agua, cristaliza, reproduce la sal primitiva $3NaO.PhO^5+24HO$.

Una disolucion *neutra* de nitrato de plata, vertida en la disolucion de este fosfato, que tiene reaccion *alcalina* fuerte, da un precipitado *amarillo* de fosfato de plata $3AgO.PhO^5$, y el líquido que queda despues de la precipitacion es *neutro* á los reactivos coloreados. La ecuacion siguiente presenta esta reaccion:

$$3NaO.PhO^5+3(AgO.AzO^5)=3AgO.PhO^5+3(NaO.AzO^5).$$

El líquido encierra, pues, 3 equivalentes de nitrato de sosa, y por consiguiente será *neutro* á los reactivos coloreados.

3° *Fosfato de sosa tribásico* $(NaO+2HO)PhO^5+2HO$. — Si por el contrario se añade un exceso de ácido fosfórico al primer fosfato tribásico $(2NaO+HO)PhO^5+24HO$, y se concentra la disolucion, se obtiene un tercer fosfato $NaO.PhO^5+4HO$, que debe escribirse $(NaO+2HO)PhO^5+2HO$, y en el cual el ácido fosfórico está siempre saturado por 3 equivalentes de base; pero de estos, uno tan solo es de sosa, los dos restantes son de agua. Esta sal tiene reaccion ácida fuerte. Calentándola moderadamente, se la puede privar de 2 equivalentes de agua de cristalizacion, y reducirla al estado de $(NaO+2HO)PhO^5$. La sal conserva sus 3 equivalentes de base, y si se disuelve en el agua y cristaliza de nuevo, se obtiene la sal primitiva $(NaO+2HO)PhO^5+2HO$. Pero sometiéndola á la accion de un calor mas fuerte, pierde sucesivamente, primero 1, y despues 2 equivalentes de agua básica. En el primer caso, el ácido fosfórico queda saturado solamente por 2 equivalentes de base $(NaO+HO)PhO^5$, y la sal viene á ser un *fosfato bibásico* ó *pirofosfato*. En el segundo caso, no encierra mas que 1 equivalente de base $NaO.PhO^5$, y se ha convertido en *fosfato monobásico* ó *metafosfato*. Volviendo á disolver estas nuevas sales en el agua, conservan la modificacion que ha ocasionado en ellas la accion del calor, y ya no reproducen, al cristalizar, la sal primitiva

$$(NaO+2HO)PhO^5+2HO.$$

Si se vierte una disolucion *neutra* de nitrato de plata en la disolucion del tercer fosfato tribásico $(NaO+2HO)PhO^5+2HO$ que posee reaccion *ácida* fuerte, da un precipitado amarillo de fosfato de plata $3AgO.PhO^5$, y el líquido presenta en seguida la reaccion *ácida*. Se tiene efectivamente:

$$(NaO+2HO)PhO^5+3(AgO.AzO^5)=3AgO.PhO^5+NaO.AzO^5$$
$$+2(HO.AzO^5).$$

Y así, el líquido que queda despues de la precipitacion contiene 1 equivalente de nitrato de sosa y 2 equivalentes de nitrato de agua, debiendo por tanto presentar reaccion fuertemente ácida.

Fosfatos de sosa bibásicos ó pirofosfatos.

§ 486. Hemos visto (§ 485) que calcinando el primer fosfato de sosa tribásico $(2NaO+HO)PhO^5+24HO$ hasta hacerle perder, no solo su agua de cristalizacion sino tambien su agua básica, se obte-

nia una sal que, disolviéndose nuevamente en el agua y cristalizando, no reproducia la sal primitiva. En efecto, si se calienta el fosfato ordinario hasta su fusion ígnea, y se le deja cristalizar segunda vez en el agua, resulta una nueva sal que tiene por fórmula

$$2NaO.PhO^5+10HO,$$

y cuyas propiedades son muy diferentes de las del fosfato que le ha dado orígen. Esta sal se llama ordinariamente *pirofosfato de sosa*, y no es eflorescente al aire.

Vertiendo una disolucion *neutra* de nitrato de plata en la disolucion de esta sal dotada de reaccion alcalina, da un precipitado *blanco* de fosfato de plata $2AgO.PhO^5$, el cual presenta por consiguiente distinta composicion que el precipitado amarillo, producido por los fosfatos tribásicos: el líquido es *neutro* despues de la precipitacion. La reaccion se verifica ahora entre 1 equivalente de fosfato bibásico y 2 equivalentes de nitrato de plata:

$$2NaO.PhO^5+2(AgO.AzO^5)=2AgO.PhO^5+2(NaO.AzO^5).$$

El líquido no contiene mas que 2 equivalentes de nitrato de sosa, y por consecuencia debe ser neutro á los reactivos coloreados.

Segundo fosfato de sosa bibásico. — Si se añade un exceso de ácido fosfórico á la disolucion de la sal precedente, puede obtenerse una sal cristalizada $NaO.PhO^5+HO$. Pero esta fórmula debe escribirse $(NaO+HO)PhO^5$; pues el ácido fosfórico existe siempre en esta sal combinado con 2 equivalentes de base: 1 de sosa y 1 de agua. La sal presenta reaccion ácida fuerte. Calentándola hasta que pierda solamente su agua de cristalizacion sin soltar el equivalente de agua básica, que requiere para desprenderse una temperatura mas elevada, no experimenta modificacion alguna; y volviéndola á disolver en el agua, reproduce la sal primitiva. Pero si la temperatura á que se somete la sal, es bastante fuerte para desalojar su agua básica, el ácido fosfórico no queda combinado mas que con un solo equivalente de base; la sal cambia completamente, y no reproduce la primitiva cuando se disuelve en el agua. El fosfato ha venido á ser un *fosfato monobásico*, ó *metafosfato*.

El fosfato de sosa bibásico $(NaO+HO)PhO^5$ da, con el nitrato de plata, el precipitado blanco de fosfato de plata $2AgO.PhO^5$, y el líquido es ácido despues de la precipitacion. Se tiene:

$$(NaO+HO)PhO^5+2(AgO.AzO^5)=2AgO.PhO^5+NaO.AzO^5$$
$$+HO.AzO^5.$$

Se obtiene el mismo fosfato bibásico $(NaO+HO)PhO^5$ cuando se

calienta el tercer fosfato tribásico $(NaO+2HO)PhO^5+2HO$, hasta que se desprenda, no solo su agua de cristalizacion, sino tambien uno de sus equivalentes de agua básica.

Fosfato de sosa monobásico, ó metafosfato.

§ 487. Si se calienta, hasta la fusion, el tercer fosfato tribásico $(NaO+2HO)PhO^5+2HO$, ó el segundo fosfato bibásico $(NaO+HO)PhO^5$, toda el agua de cristalizacion y el agua básica se desprenden, y el ácido fosfórico queda combinado con un solo equivalente de base, obteniéndose una sal cuyas propiedades son muy diferentes de las que presentan las sustancias que la han producido. Con efecto este *fosfato monobásico,* al que tambien se da el nombre de *metafosfato*, es una sal delicuescente, que no cristaliza cuando se ha disuelto en el agua. Con el nitrato de plata, da un precipitado blanco, como el de los fosfatos bibásicos, pero muy diferente en la composicion, que es $AgO.PhO^5$. La doble descomposicion se efectúa entre 1 equivalente de metafosfato de sosa y 1 equivalente de nitrato de plata. El líquido es neutro despues de la precipitacion:

$$NaO.PHO^5+AgO.AzO^5=AgO.PhO^5+NaO.AzO^5.$$

Los metafosfatos coagulan la clara de huevo; y este carácter los distingue tambien de los fosfatos ordinarios y pirofosfatos, que no producen igual efecto.

§ 488. Estas tres series de fosfatos, que acabamos de estudiar sirviéndonos de ejemplo los fosfatos de sosa, existen para la mayor parte de las otras bases; pero las combinaciones á que dan lugar no se han estudiado todavía con la atencion suficiente. Se las encuentra en los fosfatos de agua, ó ácidos fosfóricos hidratados. Hemos visto en efecto (§ 216), que el ácido fosfórico daba tres hidratos definidos: los hidratos $3HO.PhO^5$ y $2HO.PhO^5$, que se han obtenido cristalizados, y el $HO.PhO^5$, á que se reducen los dos anteriores cuando se les calienta hasta el calor rojo. El hidrato $3HO.PhO^5$, ó fosfato de agua tribásico, se prepara con la mayor facilidad: se le obtiene en disolucion, siempre que se oxida el fósforo por via húmeda, por ejemplo, cuando se le trata por el ácido nítrico. Este hidrato saturado por las bases, solo da fosfatos tribásicos. El monohidrato $HO.PhO^5$, ó fosfato de agua monobásico, tratado por las bases, da principalmente fosfatos monobásicos ó metafosfatos; pero se halla casi siempre en el líquido cierta cantidad de fosfato bibásico, y hasta de fosfato tribásico. El hidrato cristalizado $2HO.PhO^5$, ó fosfato de agua bibásico, produce una mezcla de fosfato bibásico y tribásico; lo cual consiste en que los fosfatos de agua monobásico

y bibásico son mucho menos estables que los fosfatos de sosa correspondientes, trasformándose pronto en ácido fosfórico tribásico, cuando se hallan disueltos en agua.

La mayor parte de los químicos * consideran estas tres series de fosfatos como formadas por tres modificaciones diferentes, ó estados isoméricos del ácido fosfórico. En estas tres modificaciones el ácido fosfórico presenta la misma composicion elemental, pero sus propiedades son diferentes. Las diferencias mas sensibles, ó mas bien las que se conocen mejor, son debidas á que el ácido fosfórico posee, bajo cada uno de estos tres estados, facultades de saturacion diferentes con respecto á las bases; y así los fosfatos tribásicos contienen un ácido fosfórico, que se llama *ácido fosfórico ordinario*, y que goza la propiedad de combinarse con 3 equivalentes de base. Los fosfatos bibásicos ó pirofosfatos encierran un ácido fosfórico isomérico con el primero; este ácido, llamado *ácido pirofosfórico*, no se combina mas que con 2 equivalentes de base. Por último, en los fosfatos monobásicos, ó metafosfatos, se encuentra un tercer caso de la isomeria del ácido fosfórico, el *ácido metafosfórico,* que solo se combina con 1 equivalente de base.

§ 489. Pero tambien pueden explicarse estas particularidades del ácido fosfórico, sin suponer que este ácido exista bajo tres estados isoméricos diferentes, admitiendo un principio enteramente conforme con las leyes del equilibrio mecánico, y que parece confirmado por numerosos experimentos. Le llamaremos *principio de conservacion del agrupamiento molecular*.

Las moléculas del ácido fosfórico ordinario y de los fosfatos tribásicos vienen á ser grupos ó sistemas de grupos formados por 1 equivalente de ácido fosfórico y 3 equivalentes de base. Estos agrupamientos, ó sistemas moleculares, gozan de cierta estabilidad y tienen gran tendencia á la conservacion. En todas las descomposiciones dobles, los 3 equivalentes de la base primitiva son reemplazados total ó parcialmente por cantidades equivalentes de otras bases, pero el agrupamiento tribásico subsiste siempre. Sin embargo, si el fosfato tribásico encierra bases volátiles, agua ó amoniaco, el calor podrá desalojarlas, quedando destruido el agrupamiento tribásico y formándose otro bibásico, ó monobásico. Si se desprende un solo equivalente de base, se formará un agrupamiento bibásico, y una vez formado este agrupamiento, tendrá una *tendencia á la conservacion*, tan grande como el agrupamiento triba-

* Un químico inglés, Graham ha presentado un trabajo completo sobre estos diversos fosfatos, que ha permitido á los químicos explicar las diferentes propiedades y anomalías que se habian reconocido en los fosfatos de sosa

sico. En las reacciones que se efectúan en medio del agua, el agrupamiento no se modifica por doble descomposicion y por via de sustitucion. Sus equivalentes de base son reemplazados por equivalentes de otras bases, pero el agrupamiento bibásico se conserva siempre.

Si el fosfato tribásico encierra 2 equivalentes de base volátil, estos podrán desprenderse por el calor; se formará entónces un tercer agrupamiento, el *agrupamiento monobásico*, que tendrá igualmente una tendencia á conservarse, y no se modificará sino por via de sustitucion, cuando se le someta á reacciones débiles, como las originadas por dobles descomposiciones, operando por via húmeda.

Así pues, estos tres agrupamientos se conservan invariables en todas las reacciones débiles, pero en las enérgicas podrán variar y reemplazarse recíprocamente. Hemos visto que el calor podia trasformar el agrupamiento tribásico en agrupamientos bibásico y monobásico; pero tambien pudiera acontecer lo contrario, esto es, quedar trasformados estos últimos agrupamientos en agrupamiento tribásico. Para esto no habria mas que fundirlos juntamente con un exceso de base poderosa, como la potasa ó sosa; pues bajo la influencia de estas bases, que tienen mucha afinidad con los ácidos, el ácido fosfórico se combinaria con la mayor cantidad posible de base, constituyendo el agrupamiento tribásico. Con todo, esta trasformacion no puede efectuarse por via húmeda á la temperatura ordinaria, por impedirlo la tendencia del sistema molecular á la estabilidad, y ser preciso para destruir esta tendencia emplear una temperatura elevada.

La tendencia á la conservacion del sistema molecular que se haya establecido, es al parecer de suma importancia en los fenómenos químicos, y por ella se explican satisfactoriamente las diferencias que con frecuencia se notan entre la accion de los ácidos anhidros y los ácidos hidratados. Estos últimos son ya *agrupamientos salinos* completamente formados, y cuando se les pone en presencia de las bases, no se hace otra cosa que reemplazar el agua con una base mas fuerte. Por el contrario, los ácidos anhidros presentan grupos enteramente distintos, y muchas veces es preciso hacer intervenir la accion de una temperatura elevada, para que se combinen con las bases, trasformando su agrupamiento primitivo en agrupamiento salino; por manera que en realidad estos ácidos anhidros no se conducen como ácidos á la temperatura ordinaria, puesto que no se combinan con las bases.

Igualmente las bases hidratadas, el hidrato de potasa por ejemplo, presentan ya el agrupamiento salino, en el cual el agua hace el oficio de ácido. Estas bases hidratadas formarán inmediatamente

sales, hasta con un ácido anhidro, porque el agrupamiento salino se *halla ya establecido*, y el ácido no hace mas que ponerse en lugar del agua.

Clorato de sosa.

§ 490. Puede prepararse el clorato de sosa, como el de potasa, haciendo pasar cloro por una disolucion concentrada de sosa. El líquido encierra al fin de la operacion, clorato de sosa y cloruro de sodio; pero es muy difícil separar estas dos sales por cristalizacion. Se obtiene fácilmente el clorato de sosa puro, descomponiendo por una disolucion de bitartrato de sosa una disolucion caliente y concentrada de clorato de potasa. El bitartrato de potasa, que es muy poco soluble, se separa casi completamente del líquido, en el cual queda el clorato de sosa, que puede cristalizar por evaporacion.

Boratos de sosa.

§ 491. El borato neutro de sosa lleva en las artes el nombre de *borax*. Se le halla en el comercio bajo dos estados : el *borax ordinario* y el *borax octaédrico*. Estas dos sales solo difieren en la proporcion de su agua de cristalizacion. El borax ordinario tiene por fórmula $NaO.2BoO^3+10HO$, y encierra 47,2 por 100 de agua. La fórmula del borax octaédrico es $NaO.2BoO^3+5HO$; 100 partes de esta sal no contienen mas que 30,8 de agua.

El borax ordinario se disuelve en 2 partes de agua hirviendo y en 12 de agua fria; y la disolucion tiene reaccion alcalina fuerte. Esta sal es algo eflorescente al aire. Calentada, se derrite primero en su agua de cristalizacion; despues se hincha, y queda convertida en una materia esponjosa, que es borax anhidro. A una temperatura mas elevada, el borax anhidro experimenta la fusion ígnea, y da un líquido viscoso que no cristaliza al solidificarse, y cuando está frio presenta el aspecto de una masa vítrea. Es tan grande la viscosidad del borax derretido, que se le puede estirar en hilos largos y sumamente finos. El vidrio de borax disuelve en caliente la mayor parte de los óxidos metálicos, y toma entónces coloraciones particulares que sirven para distinguir los diferentes metales. Esta propiedad es muy preciosa para los análisis calitativos, porque se la puede poner en claro sobre cantidades de materia extremadamente ténues.

Fig. 340.

Para este efecto se hace uso de un hilo de platino (fig. 340), cuyo extremo se retuerce en forma de anillo. Se sumerje este extremo, ligeramente humedecido, en borax anhidro pulverizado, al que se agregan algunas partecillas del óxido metá-

lico que se quiere reconocer. Se funde en seguida la materia al soplete (fig. 341), y se obtiene una perla, en la cual se disuelve el óxido metálico, y que presenta, cuando se ha enfriado, una coloracion particular, característica del óxido metálico.

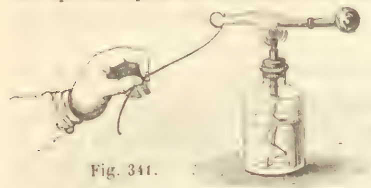


Fig. 341.

La llama que se emplea para producir esta fusion, es la de una lámpara de alcohol, de aceite y tambien la de una bujía. Cuando el metal forma muchos grados de oxidacion, suele dar al borax dos coloraciones muy diferentes, y, como estas pueden obtenerse indistintamente, servirán ambas para comprobar la naturaleza del metal. En la parte brillante *b* de la llama (fig. 342), que está inmediatamente ántes del espacio oscuro interior *aa'*, el gas es reductivo, porque las partes combustibles no están todavía enteramente quemadas, sobre todo si la abertura del soplete es muy estrecha. Al contrario, ántes de la porcion brillante *b*, en *c*, el gas es oxidante, por hallarse mezclado con un exceso de aire atmosférico. Será preciso, pues, calentar el borax en *b*, cuando se quiera obtener la coloracion correspondiente al protóxido; y en *c*, si se busca la coloracion debida al peróxido *.

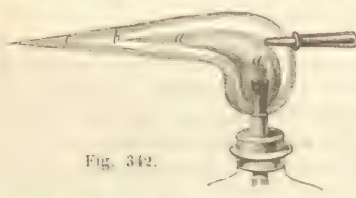


Fig. 342.

* Para comprender cómo puede obtenerse, con la misma llama, una ú otra de las dos coloraciones del borax, será necesario dar algunas nociones sobre la constitucion de las llamas.

Fig. 343.

Examinemos en primer lugar la llama que produce un gas en combustion. Cuando se inflama un surtidor algo fuerte de gas hidrógeno, producido en la extremidad A de un tubo adelgazado (fig. 343), se echa de ver facilmente que la llama, muy poco brillante, se compone de tres partes distintas. 1º una parte interior oscura *aa'*, en la cual el hidrógeno es puro; 2º una cubierta luminosa *feg*, donde se produce la combustion del gas hidrógeno por el oxigeno del aire ambiente, pero sin que penetre hasta ella la cantidad de aire suficiente para que dicha combustion sea completa; 3º una cubierta exterior *bcd* poco perceptible, en la cual se realiza enteramente la combustion del hidrógeno, por haber aire en exceso. El maximo de temperatura deberá estar entre *e* y *c*, hácia la punta *e*, porque en este paraje la combustion es mas activa, y ademas pasa por él el flujo principal de la corriente gaseosa con una temperatura elevada. Se produce todavia una temperatura bastante fuerte hácia la extremidad *c* de la cubierta exterior, pero como hay al mismo tiempo en esta region un exceso de oxigeno, la parte correspondiente de la llama deberá ejercer accion oxidante. Por el contrario, en los

§ 492. El borax se emplea ordinariamente para soldar los metales. La soldadura entre dos partes de metal se ejecuta interponiendo otro metal ó aleacion metálica mas fusible que las dos partes que han de reunirse. Se da al punto de soldadura un grado de calor bastante elevado para fundir el metal interpuesto, que se llama entónces *soldadura;* aunque insuficiente para derretir el metal que se quiera soldar. Es esencial al buen resultado de esta operacion, que las dos superficies metálicas que han de juntarse se hallen bien limpias, á fin de que la soldadura fundida se encuentre en contacto inmediato con el metal. Pero como este suele oxidarse á la temperatura que produce la fusion de dicha soldadura, el óxido interpuesto se opondrá á la union de las dos partes metálicas. Para obviar este inconveniente se agrega al metal interpuesto un poco de borax, el cual experimenta la fusion ignea, y forma un barniz que preserva de la oxidacion a las dos partes metálicas : combinándose ademas con el óxido que existe en la superficie de las piezas que se van á reunir, las deja perfectamente limpias. Comprimiendo una contra otra las dos partes que se han reunido, se hace salir el exceso de soldadura y el borax interpuesto.

Esta sustancia sirve principalmente para soldar las piezas de oro y plata; empleándose para las de cobre y laton la resina ó sal amoniaco. Estas últimas materias ejercen al propio tiempo accion reductiva sobre los óxidos metálicos que pueden formarse en la superficie de los metales.

El borax ordinario $NaO.2BoO^3 + 10HO$ es bastante incómodo

puntos inmediatos á la punta *a* del espacio interior oscuro, el hidrógeno se halla en exceso, por no encontrar aun todo el oxigeno necesario á su combustion; y de consiguiente esta porcion de la llama será reductiva. Si en vista de esto se calienta el borax, mezclado con el óxido metálico, hácia la punta *c* de la cubierta luminosa, la coloracion será producida por el óxido metalico que se forma á esta temperatura, en presencia de un exceso de oxígeno : esta será, por ejemplo, la coloracion que da el sesquióxido de hierro. Mas si se calienta la mezcla hácia la punta *a* del espacio interior oscuro, se obtendrá la coloracion que da el óxido que se forma á esta temperatura inferior á la primera, en presencia de un exceso de hidrógeno resultará así la coloracion producida por el protoxido de hierro. Es posible aun, en ciertos casos, obtener la reduccion completa del óxido al estado metálico, aunque es difícil realizarla en presencia del borax, por la afinidad del ácido bórico con los óxidos metálicos, la cual les da mayor estabilidad de la que tienen cuando se encuentran aislados.

Supongamos ahora que la llama sea producida por un gas combustible que se descomponga por la accion del calor, como el hidrogeno bicarbonado, que tomaremos por ejemplo. Podremos distinguir aun tres partes en la llama : 1° una parte interior oscura, formada por el gas no alterado ; 2° una cubierta luminosa muy brillante, en la cual el gas experimenta una combustion parcial, por no haber en ella todavia oxigeno suficiente : el hidrogeno arde primero, y deja en libertad gran parte del carbono,

para las soldaduras, porque se entumece mucho ántes de experimentar la fusion ígnea, perdiéndose gran parte por proyeccion.

cuyas partículas inflamadas son las que dan el brillo á esta region de la llama; 3º una cubierta exterior menos brillante que la primera, y en la cual se efectúa completamente la combustion. Hácia la cúspide *e* de la cubierta interior brillante, se produce el máximo de calor: entre *e* y *c*, la llama es oxidante, y reductiva entre *a* y *e*, porque ademas de la temperatura elevada que reina en este paraje, hay un exceso de materia combustible.

Igual naturaleza presentan las llamas que se producen al rededor de una mecha penetrada de alcohol, aceite ú otra cualquier materia combustible líquida ó liquidada.

El líquido sube por la mecha en virtud de la capilaridad, y encuentra hácia su extremo la temperatura producida por la radiacion de la llama, temperatura bastante elevada para volatilizarlo, cuando puede destilar sin descomposicion, como sucede al alcohol; ó para descomponerlo en productos volátiles, como se verifica con el aceite y otras materias grasas. Estos productos volátiles forman la porcion oscura interior, que se eleva rodeando la mecha. El resto de la llama presenta la misma constitucion que la producida por el gas hidrógeno bicarbonado.

Fig. 344.

En las bujías y velas, la materia combustible es sólida á la temperatura ordinaria, y la mecha ó torcida es de algodon (fig. 344). La materia combustible se funde por la radiacion de la llama, de manera que la mecha se halla mojada constantemente por la materia derretida que se eleva por los tubos capilares. La mecha, aunque formada por una sustancia combustible, no puede arder, por hallarse en una region de la llama, privada enteramente de oxígeno. En su parte inferior y en el punto donde la moja constantemente el líquido que asciende, no experimenta descomposicion alguna, pero se carboniza hácia la parte superior, porque el líquido no llega hasta allí en cantidad bastante para impedir que se caliente. Conforme se consume la materia grasa, va quedando descubierta mayor porcion de la mecha, hasta que la parte superior de esta llega á traspasar el espacio oscuro, penetra en la region de la llama donde hay oxígeno y se reduce á cenizas, formando lo que se llama el *pabilo* ó *pavesa*. Pero esta porcion de la mecha por la cual el líquido deja de elevarse, á causa de la desorganizacion de las canales capilares, es un cuerpo inerte que roba mucho calor y entorpece la combustion regular: parte del carbon queda sin arder, porque es menor la temperatura; la llama da mucho humo y su claridad disminuye considerablemente. Para devolver á la llama su primer estado, es necesario quitar la parte superior de la mecha ó *despabilar la luz*. En las bujías ó velas esteáricas (fig. 345), es inútil esta precaucion, porque su mecha es menos gruesa, y, si se halla convenientemente retorcida, adquiere la propiedad de poder encorvarse horizontalmente, cuando tiene cierta altura. De este modo nunca puede formarse pábilo, pues la mecha no se eleva mas allá del espacio oscuro, encorvándose segun se alarga, y su extremidad arde siempre en la parte lateral de la cubierta luminosa.

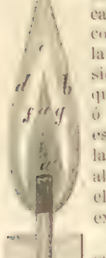


Fig. 345.

De algunos años á esta parte se han construido lámparas en que se queman hidrogenos carbonados, susceptibles de volatilizarse sin descomposicion: tales como la esencia de trementina y los aceites volátiles obtenidos en la destilacion de la ulla ó de ciertos esquistos bituminosos. La mecha de estas lámparas no es combustible, y se forma de una torcida de amianto que se sumerge en el líquido por su parte inferior, y se eleva por un tubo de metal, que tiene cerrada su extremidad su-

Se prefiere el borax octaédrico, que contiene la mitad menos de agua.

§ 493. Todo el borax que en otro tiempo se empleaba en las artes

perior y lleva varias aberturas laterales *o*, *o*. Para encender estas lámparas, se pasa por encima del tubo un anillo metálico, despues de haberlo humedecido en alcohol é inflamado. Comunicándose el calor al tubo, el aceite esencial que moja al amianto se reduce á vapor, el cual sale por las aberturas *o* y se inflama. Se saca entónces el anillo, y la esencia continúa destilando por el calor mismo que desprende su combustion. Es esencial que esta combustion sea muy completa, pues la mas corta porcion de esencia que se escape sin quemarse, es suficiente para producir un olor en extremo desagradable. Para estas lámparas se han empleado principalmente mezclas de esencia de trementina y alcohol, usándose de un artificio ingenioso para regular la combustion; y se reduce á terminar el tubo (fig. 346) que contiene la mecha, en una bola hueca de metal, de mayor diámetro y espesor. Cuando el vapor combustible sale por los orificios *o* con poca fuerza, y de consiguiente en escasa cantidad, las pequeñas llamas toman al salir la direccion vertical, y calientan fuertemente la bola que se encuentra entre ellas. Esta, en virtud de su conductibilidad, trasmite el calor al tubo inferior, el cual produce así una destilacion mas abundante del líquido que moja la mecha. Por el contrario, si el vapor sale con demasiada fuerza por los orificios, las llamas se separarán del eje, la bola se calentará mucho menos, bajará la temperatura del tubo inferior, y disminuirá la destilacion de los vapores combustibles.

Fig. 346.



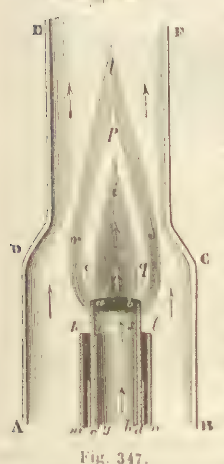


Fig. 347.

Con las lámparas de aceite que tienen una mecha de algodon sumergida simplemente en el líquido, la llama que se obtiene no ocupa grande extension; lo cual es debido á que el aire no puede llegar mas que por el contorno de la llama, que se reduce á pequeñas dimensiones y aun con frecuencia da mucho humo, porque el carbon se quema incompletamente. Pero pueden obtenerse llamas de dimensiones considerables, sirviéndose de mechas cilíndricas *abcd* (fig. 347), de trencilla de algodon, y mantenidas en un espacio anular de metal *kmgefhln*, que comunica con un depósito de aceite. La llama es tambien anular en este caso, y el aire tiene fácil acceso al rededor de ella por ambos contornos, interior y exterior. Ademas se aumenta la afluencia del aire, rodeando la llama de un tubo ó chimenea de vidrio AEFB, que la exceda en algunos decímetros de altura. Esta chimenea produce mucho tiro, pues el aire penetra hasta la llama por el espacio interior y exterior; siendo esto lo que ha motivado el nombre de *lámparas de doble corriente de aire*. La forma de la chimenea y su disposicion con respecto á la llama, influyen sobre manera en la intensidad y longitud de esta. En una lámpara bien construida, la chimenea tiene movimiento en sentido vertical con objeto de subirla y bajarla segun convenga, y de poder darle la posicion mas adecuada para la mayor claridad de la llama y para que la combustion del carbon

venia de las Indias, de la China, Persia y del Perú, donde se obtenia por evaporacion en los pequeños lagos salados. Este borax impuro entraba en Europa con el nombre de *borax en bruto*, ó de *tinkal*, y se le sometia á una purificacion que se llamaba *refinacion del borax*. En el dia la mayor parte del borax que se consume en Francia y España se prepara con el ácido bórico de la Toscana y la sosa artificial.

sea completa. Si el tiro es demasiado fuerte, la llama da mucho brillo; pero sus dimensiones se reducen, siendo insuficiente el espacio que ocupa para que la combustion del carbon se realice enteramente. Si el tiro es débil, los gases combustibles se elevan á bastante altura sin encontrar la cantidad de oxígeno necesaria para su combustion completa, la llama adquiere mayores proporciones, pero es poco brillante y produce mucho humo.

La forma que se da ordinariamente á las chimeneas de las lámparas, es la de dos cilindros, de diámetros diferentes; el inferior es el mas ancho, y la parte CD que los une queda situada á la altura de la llama. Esta disposicion tiene por objeto principal desviar la corriente del aire exterior, y dirigirla sobre la llama á fin de activar su combustion.

En ciertas lámparas se ha aumentado considerablemente la intensidad de la luz, dando á la chimenea un diámetro próximamente igual en toda su altura, pero angostándola y formando una especie de garganta *aa'* (fig. 348), que se coloca al nivel de la llama. Por el mayor diámetro dado á la chimenea, se produce un tiro considerable, y la parte angostada sirve para refluir hácia la llama una corriente rápida de aire caliente.

Fig. 348.



Para que no se carbonice la mecha de una lámpara de aceite, necesita hallarse penetrada constantemente, hasta su extremidad superior, de una cantidad suficiente de líquido. Esta condicion se satisface imperfectamente en las lámparas ordinarias. Cuando está lleno el depósito de aceite, la mecha se empapa como conviene, pero su imbibicion no es tan completa cuando se ha quemado la mayor parte del aceite, en cuyo caso se carboniza; sus canales capilares se alteran, y el líquido combustible no llega hasta la parte superior, disminuyendo mucho la claridad de la llama. No ocurre igual inconveniente en las *lámparas de Carcel*, que tienen un movimiento de relojería para hacer andar pequeñas bombas impelentes, que refluyen hasta la cúspide de la mecha mayor cantidad de aceite que se consume, volviendo á caer en el depósito el que queda sin arder.

Se observa con frecuencia que las mechas de algodon, que se guardan mucho tiempo despues de hechas, y suelen picarse ú orearse por la accion del aire, son de un uso muy incómodo en las lámparas de aceite. Esta circunstancia es debida á la materia leñosa que compone las mechas, la cual ha experimentado una alteracion espontánea, que ha destruido de un modo mas ó menos completo sus canales capilares. El aceite sube con mucha dificultad por estas mechas alteradas, que se carbonizan pronto, y por consiguiente la lámpara alumbra mal.

Cuando se proyecta con un soplete la llama de una lámpara de alcohol ó de una bujía, su constitucion adquiere mucha semejanza á la de una lámpara de doble corriente, pues el aire dado por el soplete produce la corriente interior. La parte oxidante de la llama se encuentra hácia la punta *c* (fig. 342), y la desoxidante entre *a* y *b*. Conviene dar muy poca abertura al soplete cuando se quiera ejercer la accion desoxidante, a fin de no proyectar mucho aire en el interior de la llama.

El ácido bórico en bruto, tal como resulta de la evaporacion de las aguas que lo contienen en Toscana, encierra desde un 74 á 83 por 100 de ácido cristalizado; y purificándolo por nueva cristalizacion, queda solamente con una pequeñísima cantidad de materias extrañas. Por cada 1000 kil. de ácido bórico, se emplean 1200 kil. de carbonato de sosa cristalizado y cerca de 2000 kil. de agua. Parte de esta agua proviene de las aguas madres de la operacion precedente, y de la condensacion del vapor que se emplea para calentar.

Se procede desde luego á la disolucion del carbonato de sosa, que se practica en una cuba A (fig. 349), forrada de plomo, y por cuyo

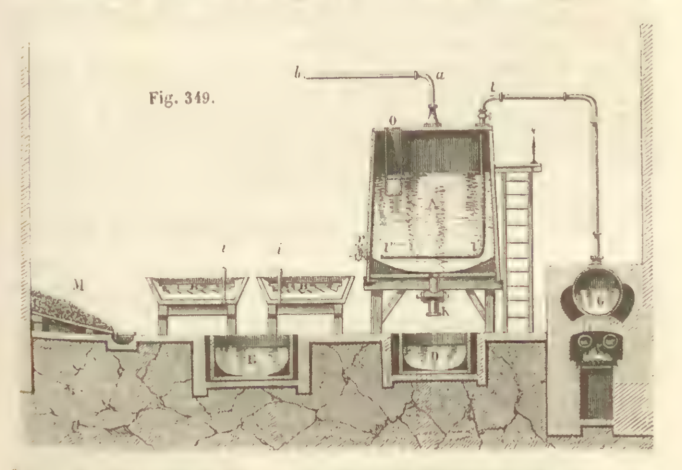


Fig. 349.

fondo se hace circular vapor, producido por un generador ó caldera G de alta presion. Una llave *t* sirve para regular convenientemente la entrada del vapor. El tubo que conduce el vapor hasta el fondo de la cuba, se encorva en círculo horizontal y está lleno de agujeros para dar paso al vapor. Cuando se ha efectuado la disolucion del carbonato de sosa y la temperatura ha llegado á 100° próximamente, se va añadiendo ácido bórico en porciones de 4 á 5 kilógramos, á fin de que la efervescencia producida por el desprendimiento de ácido carbónico no haga rebosar el líquido. Se mantiene la cuba tapada casi del todo, para disminuir la pérdida de calor. Cuando se ha incorporado todo el ácido bórico, se calienta nuevamente la disolucion, hasta que adquiera la temperatura de 104 ó 105°; se cierra entónces la entrada al vapor, y se deja el líquido en reposo durante 12 horas, para que se depositen en el fondo las ma-

terias insolubles. Despues de clarificado se saca por la espita *r*, que tiene su llave, y se le recibe en cristalizadores de madera B, con forro interior de plomo.

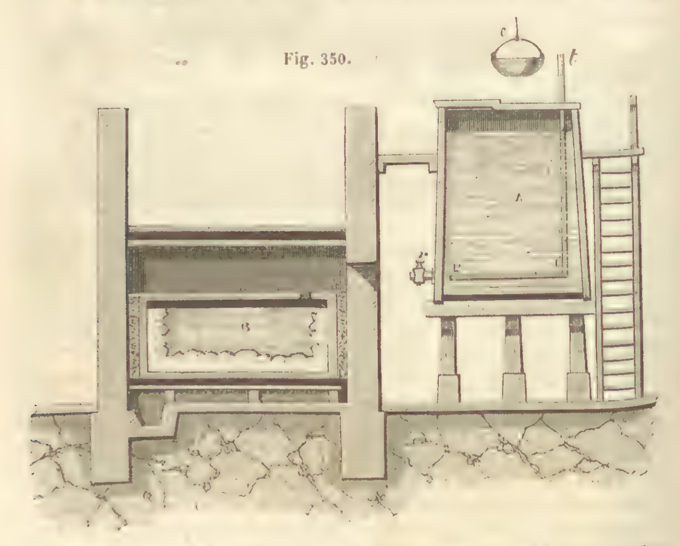
Terminada la cristalizacion, se trasiegan las aguas madres, quitando el tapon *i*, á receptáculos de hierro colado E. Se arrancan los cristales con cinceles de hierro, y se dejan escurrir las placas cristalinas sobre un plano inclinado M, dispuesto de modo que las aguas madres que sueltan estos cristales, vayan á parar á un estanque construido al intento.

Los depósitos formados en el fondo de la cuba A salen por una espita ancha K, y caen en un receptáculo de fundicion D, de donde se sacan para someterlos á los lavados.

§ 494. El borax obtenido de este modo no se introduce todavía en el comercio; lo cual es debido mas bien que á su pureza insuficiente, á que carece del grado de consistencia exigido por los consumidores. Para tenerlo con estas dos condiciones, se le sujeta á la refinacion; la cual se reduce á una cristalizacion muy lenta, practicada como vamos á indicar.

Se vuelve á disolver el borax en una gran cuba A (fig. 350), for-

Fig. 350.



rada interiormente de plomo, empleando para ello 9000 kil. de borax y la cantidad de agua necesaria para efectuar la disolucion.

Se calienta con una corriente de vapor que viene desde el generador hasta el fondo de la cuba. Se coloca la sal en una cesta de palastro C, que cuelga al extremo de una cadena y se introduce un poco en el baño de la cuba. A proporcion que el líquido disuelve la sal, se va haciendo mas denso y baja al fondo de la cuba. Se echa en la cesta nueva cantidad de sal, cuando se disuelve la que contenia. Por cada 100 kil. de borax se emplean 8 kil. de carbonato de sosa cristalizado, y se concentra el líquido de modo que marque 21° del areómetro de Baumé, para la temperatura de 100° poco mas ó menos, á que se efectúa la disolucion. El líquido hirviendo pasa en seguida á un gran cristalizador B, que debe estar en un paraje resguardado de toda agitacion, para que aquel cristalice tranquilamente. Se procura que el enfriamiento sea lo mas lento posible; para lo cual se mantiene cerrada la cuba y aun se la cubre exteriormente con tablas ó paja. La cristalizacion se considera como terminada al cabo de 25 ó 30 dias; el líquido marca entónces 25° ó 30° del termómetro, se trasiega con un sifon y se sacan los cristales, desprendiéndolos de las paredes con un cincel ó martillo.

§ 495. Para preparar el borax octaédrico, se hace la disolucion del borax en bruto del mismo modo y en la misma cuba, pero se concentra hasta que marque 30° del areómetro de Baumé, á la temperatura de 100°; y en tal estado se la pasa al cristalizador. La cristalizacion del borax octaédrico principia tan luego como la temperatura llega á los 79°, y continúa hasta que esta ha bajado á 56°. En este instante es menester sacar el agua madre con un sifon, empleando en ello todo el cuidado y prontitud posibles, á fin de impedir que el borax ordinario, ó borax prismático, se sobreponga al primero. El agua madre, que se ha trasegado á grandes recipientes, deposita por cristalizacion abundante cantidad de borax prismático.

§ 496. En las fábricas donde se refina el borax en bruto que viene de las Indias, es muy importante someterlo á un ensayo preliminar que determine el grado de su riqueza. Este ensayo se ejecuta fácilmente, valiéndose de los procedimientos alcalimétricos (§ 446); y su método está fundado en la propiedad que posee el ácido bórico de no producir mas que el rojo vinoso con la tintura azul de tornasol, cualquiera que sea la cantidad de ácido que se emplee; miéntras que la mas pequeña gota de ácido sulfúrico da á la tintura el color rojo característico para los ácidos fuertes. De esto se sigue, que si se añade sucesivamente ácido sulfúrico á una disolucion de borax coloreada por el tornasol, se obtendrá una coloracion vinosa, miéntras exista borato de sosa no descompuesto: pero la mas pequeña cantidad de ácido sulfúrico que se ponga en exceso hará pasar el color

vinoso al rojo pálido característico, en cuanto se hayan trasformado en sulfato de sosa las últimas partes de borato.

La operacion se practica del modo siguiente: se disuelven 15 gramos de borax en 50 centímetros cúbicos de agua caliente, se da color al líquido con un poco de tornasol, y se va echando poco á poco licor normal (§ 446), puesto en una bureta graduada, hasta que el color pase al rojo característico, anotando entónces el número de divisiones empleadas. Esta operacion pide sin embargo algunas precauciones, pues cuando la disolucion está caliente, retiene gran cantidad de ácido bórico, que hace menos sensible el cambio de color; y por lo mismo es conveniente dejar enfriar el líquido poco ántes de que se verifique la descomposicion completa, á fin de que la mayor parte del ácido bórico se deposite en cristales. En seguida se va añadiendo el ácido normal, hasta producir el cambio de color.

El sulfato de sosa y el ácido bórico contenidos en la disolucion encubren algun tanto la reaccion del ácido sulfúrico sobre la tintura, pero experimentos directos han hecho ver que bastaba $\frac{1}{2}$ division próximamente de la bureta para vencer esta fuerza de inercia. Por consiguiente, si echamos de mas esta $\frac{1}{2}$ division en el momento que se produce el cambio de color, será preciso rebajarla del número de las que se han empleado, para obtener el número exacto que ha producido la descomposicion.

Un equivalente de borato de sosa anhidro pesa 1259,6, y exige para trasformarse en sulfato de sosa, 612,5, es decir 1 equivalente de ácido sulfúrico monohidratado. El volúmen de ácido sulfúrico normal que llena 100 divisiones de la bureta, contiene 5 gramos de ácido sulfúrico monohidratado y descompone $10^{gr},282$ de borax puro y anhidro.

Deberán pues emplearse $10^{gr},282$ de borax, que se disolverán en 50 centímetros cúbicos próximamente de agua destilada. Si el borax es puro y anhidro, será necesario echar 100 divisiones de ácido normal, y se dice que la sal contiene 100 centésimos de borax real. Si el borax es borato de sosa prismático puro, la descomposicion será producida por $50^{d},2$, y la sal contendrá $\frac{50.2}{100.0}$ de borato real.

Cuando se quiere obtener mayor exactitud, es preciso repetir el ensayo diferentes veces. Para esto se disuelven 4 veces $10^{gr},282$, ó $41^{gr},128$ de borax, en 200 centímetros cúbicos de agua, y se ejecuta cada ensayo sobre la cuarta parte de esta disolucion.

§ 497. El ácido bórico forma con la sosa una segunda combinacion, que se obtiene fundiendo juntos 1 equivalente de borax y

otro de carbonato de sosa. Se disuelve la materia en el agua hirviendo, y se deja enfriar la disolucion, con lo cual se depositan cristales que tienen por fórmula $NaO.BoO^3+8HO$.

Hiposulfito de sosa.

§ 498. Esta sal ha tomado cierta importancia por sus aplicaciones al daguerreotipo. Sirve para disolver la sal de plata impresionable que no se ha alterado por la exposicion en la cámara oscura; y en efecto, goza la propiedad de disolver muy fácilmente el cloruro, bromuro y ioduro de plata.

Para preparar el hiposulfito de sosa, se disuelve azufre en una disolucion caliente y concentrada de sulfito de sosa, hasta que este quede saturado. Sometido el líquido á la evaporacion, se precipita el hiposulfito de sosa, en forma de gruesos cristales trasparentes que tienen por fórmula $NaO.S^2O^2+5HO$. Exponiendo esta sal á la accion del calor, se funde primero en su agua de cristalizacion. Si se gradúa convenientemente la temperatura, se la puede privar de toda su agua sin que se descomponga; pero activando mas la accion del fuego la sal se descompone en sulfato y en sulfuro.

COMBINACION DEL SODIO CON EL CLORO.

§ 499. El cloro y el sodio, uniéndose entre sí, solo forman una combinacion, y esta es el cloruro de sodio ó nuestra sal comun. Existe cantidad considerable de esta sal disuelta en las aguas del mar, y de estas se extrae la que principalmente se consume en los usos domésticos y en las artes. Por esta procedencia, se le da tambien el nombre de *sal marina*. Encuéntrase ademas formando grandes masas irregulares ó montones en el seno de la tierra, recibiendo en este caso el nombre de *sal gemma*.

La solubilidad del cloruro de sodio en el agua es casi la misma en caliente que en frio, de manera que la curva que la representa (lámina de la página 72) viene á ser una línea recta muy poco inclinada sobre el eje de las temperaturas. 100 partes de agua disuelven 37 partes de sal marina, y por consiguiente una disolucion saturada contendrá un 27 de sal por 100 partes en peso.

El cloruro de sodio cristaliza en cubos. Cuando la cristalizacion se efectúa por evaporacion rápida, los cristales son muy pequeños, y se adhieren ordinariamente unos á otros, formando pirámides huecas, cuadrangulares, cuyas caras se hallan dispuestas en gradas, porque las filas de los pequeños cubos se han ido escalonando unas

sobre otras para formar el cristal. Estos agrupamientos de cristales han recibido el nombre de *tolvas* (fig. 351), pudiéndose explicar su formacion del modo siguiente: supongamos que se haya formado un pequeño cristal cúbico en la superficie de la disolucion; este cristal tiende á caer en el fondo del líquido en virtud de su mayor densidad, pero la accion capilar le mantiene en la superficie (fig. 352). Pronto se forman nuevos cristales que se adhieren al primero por sus cuatro aristas horizontales superiores, y constituyen un

Fig. 351.





Fig. 352

Fig. 353.

Fig. 354.

Fig. 355.

primer marco sobre el cubo primitivo; el sistema desciende por entre el líquido (fig. 353), y se forma del mismo modo un segundo marco que queda apoyado sobre el primero; de manera que el grupo de cristales tomará la forma de la figura 354. Despues del depósito del tercer marco, el sistema presentará la forma de la figura 355, y así sucesivamente. Por otra parte, se concibe que en la superficie del líquido es donde los cristales deben principalmente formarse y desarrollarse, pues siendo la sal igualmente soluble en caliente que en frio, no tiende á depositarse por enfriamiento, verificándolo únicamente á consecuencia de la vaporizacion del agua, la cual solo se efectúa en la superficie. Hemos supuesto que nunca se formaba mas que una fila de pequeños cristales cúbicos al rededor de las aristas horizontales del marco precedentemente formado, pero pudieran muy bien originarse dos, tres ó cuatro filas comprendidas en el mismo plano horizontal, y bastará para ello que el grupo cristalino quede suspendido en el líquido, inmediatamente despues de la formacion de una primera fila. Se concibe segun esto que las alturas de las pirámides huecas pueden variar mucho relativamente á las dimensiones de sus bases, segun el estado de reposo que tenga el líquido, y la accion capilar sea mas ó menos fuerte.

El cloruro de sodio cristalizado en cubos no contiene agua combinada. Absorbe la de la atmósfera y se moja, cuando el tiempo es

húmedo; pero la pierde en el aire seco. Los cristales gruesos de sal marina contienen casi siempre un poco de agua madre, que queda interpuesta en las capas cristalinas, y á esta agua se atribuye ordinariamente la propiedad de decrepitar, que tiene la sal cuando se la arroja sobre las ascuas.

Cuando se hace cristalizar una disolucion de sal marina á una temperatura muy baja, por exemplo á —15°, se depositan cristales que dejan de pertenecer al sistema regular. Estos cristales son hidratados, y tienen por fórmula $NaCl+4HO$. Pierden su agua de cristalizacion, aun en medio del agua, cuando la temperatura es superior á —10°.

§ 500. La sal gemma suele formar montones en medio de las capas de muschelkack pertenecientes al grupo de trias, y por lo regular alternan con capas, ó mas bien con masas lenticulares de yeso. Algunas veces esta sal es blanca y perfectamente pura, presentando en este caso facetacion cúbica muy marcada; otras su color es amarillo ó rojo, por el óxido de hierro que la tiñe.

Cuando la sal gemma es pura, se extrae inmediatamente del terreno, ya haciendo una explotacion á cielo abierto, si la sal se encuentra muy cerca de la superficie; ya construyendo pozos y galerías, como en las minas de carbon de piedra. Extraida la sal, se reduce á polvo en los molinos. Las explotaciones principales de sal gemma son las de Cardona en España, y las de Vieliczka en Polonia.

Ciertas variedades de sal gemma presentan la propiedad curiosa de producir pequeñas decrepitaciones, cuando se disuelven n agua, observándose al mismo tiempo que se desprende un gas. Este gas es hidrógeno casi puro, que se hallaba encerrado bajo una fuerte presion en el seno de la sal gemma, y que hace estallar las paredes de las cavidades que le contienen, cuando estas paredes quedan suficientemente delgadas por disolverse la sal que las forma.

Cuando la sal es impura, es necesario disolverla en el agua y purificarla por cristalizacion. La disolucion se practica ordinariamente en la misma mina, para lo cual se perfora el terreno con una sonda, profundizando hasta llegar hácia el medio de la masa de sal. Se dan á este taladro 15 centímetros de diámetro en los 30 ó 40 primeros metros, y solamente 10 centímetros en el resto de la profundidad. Se suspenden en su interior tubos de cobre, formados de diferentes partes ensembladas á rosca. El extremo inferior de cada tubo se halla tapado, pero desde este punto hácia arriba, y en la longitud de 2 ó 3 metros, se han abierto agujeros pequeños, para

que se introduzca el agua. Se sujeta la columna de los tubos por su parte superior á una fuerte solera AB (fig. 356), fija sólidamente en la mampostería. Una porcion *cdef* del tubo sirve de cuerpo de bomba, y tiene un saliente anular *ef* para apoyarse en la roca, el cual corresponde al punto en que principia á estrecharse el taladro de sonda. En este mismo punto se halla la válvula fija *s*, que se llama *chapelete durmiente* de la bomba.

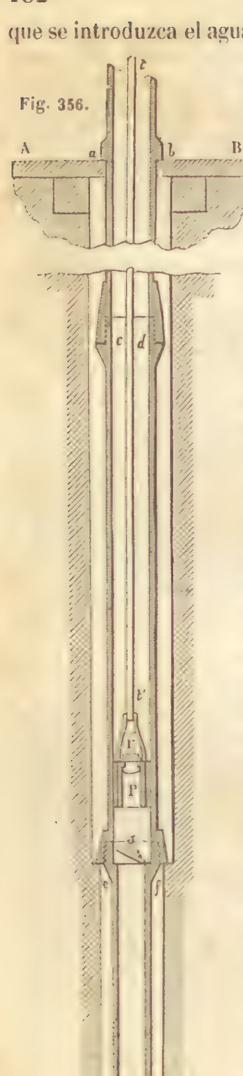


Fig. 356.

Se introduce agua dulce por el claro que media entre la superficie exterior de los tubos y las paredes del taladro de sonda. Esta agua baja hasta el monton de sal gemma, la cual se disuelve y produce agua salada mas densa, que va precipitándose al fondo del agujero de sonda, donde se halla la extremidad inferior abierta de la columna de los tubos. El agua salada se introduce por estos, pero no se eleva hasta la superficie del terreno, sino que se detiene á una profundidad tal, que la columna líquida interior se equilibre con la anular exterior que forma el agua dulce. Siendo 1,20 con corta diferencia la densidad del agua saturada de sal, suponiendo que 1,00 sea la del agua pura; es claro que si el taladro de sonda tiene 200 metros de profundidad, la columna anular de agua dulce subirá á una altura de 200 metros, y el agua salada deberá elevarse por los tubos hasta $\frac{1.00}{1.20} \cdot 200^m = 166$ metros. Por consiguiente la columna salada deberá detenerse á 34 metros debajo de la superficie del terreno, y será menester elevarla esta cantidad por medio de la bomba. El émbolo P va fijo á la extremidad de una barra de hierro, movida por una rueda hidráulica.

Las aguas que levanta la bomba al prin-

cipio de la explotacion no se hallan saturadas de sal, porque no han permanecido suficiente tiempo en contacto con esta; pero al cabo de algunos meses la accion disolvente de estas aguas produce vastas socavaciones en medio de la sal gemma, en las cuales se alojan y permanecen largo tiempo. Como la bomba eleva las capas líquidas inferiores, que son las mas densas, las aguas que suben hasta la superficie se hallan saturadas, y contienen 27 por 100 de sal.

El agua dulce que penetra en el taladro de sonda, proviene de fuentes que afluyen á un estanque construido inmediatamente encima de dicho taladro, de manera que este se mantiene siempre lleno. La parte superior de los tubos atraviesa este estanque, y vierte el agua en un conducto que la dirige á otro estanque cubierto. Las aguas saladas suelen ser muy puras, y por lo regular no contienen mas que una pequeña cantidad de sulfato de sosa, un poco de cloruro de calcio y de magnesio, hallándose ademas saturadas de sulfato de cal; pero se sabe que esta sal es poco soluble en el agua. Para extraer la sal marina que contienen, basta evaporarlas por el calor, con lo cual la sal se separa por cristalizacion. Siendo considerables las masas de agua que deben evaporarse, es importante que los aparatos de evaporacion se hallen bien combinados, á fin de disminuir en cuanto sea posible el gasto de combustible. Las figuras 357 y 358 representan una parte del edificio dispuesto para la evaporacion en las salinas de Rottenmünster en Wurtemberg. La figura 358 da el plano del edificio, y la 357 el corte vertical segun la línea XY.

Las aguas saladas del depósito van á parar primeramente á una gran caldera de palastro C, de fondo plano, calentada por el vapor que sale de las A y B; y se calientan en ella hasta la temperatura de 100°. Caen de aquí en dos calderas de evaporacion A y B, de las cuales una, la A, recibe directamente el calor que proporciona un hogar F colocado debajo de ella, y la otra B es calentada por la corriente inferior de humo, que sale del mismo hogar y da muchas vueltas ántes de pasar á la chimenea O. Se concentran las aguas rápidamente por ebullicion, reemplazando las que se evaporan con nuevas cantidades que se sacan de la caldera C: y se continúa la evaporacion hasta que principie á formarse una película cristalina en la superficie del líquido. Muchas sales extrañas, señaladamente los sulfatos de cal y sosa, se separan en estado de sal doble, formando una costra sólida que se pega á las paredes de las calderas. Hemos dicho que á la caldera C la calienta solamente el vapor que se eleva de las de concentracion A y B; sin embargo,

debe evitarse que el agua procedente de la condensacion de este vapor sobre el fondo de dicha caldera, vuelva á caer en las inferio-

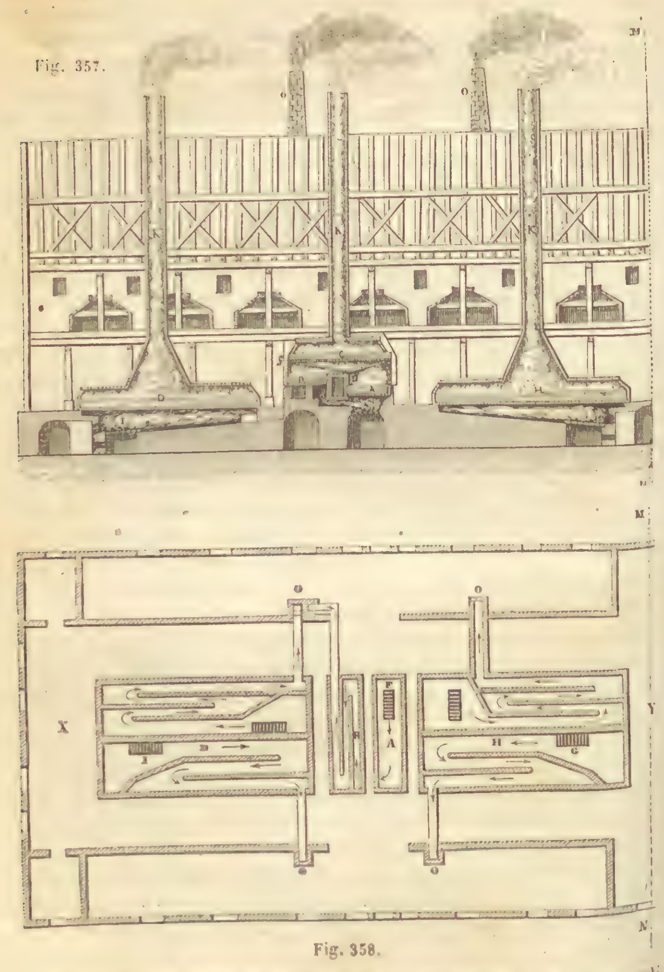


Fig. 357.

Fig. 358.

res. Con este objeto se cubren estas últimas con dos techos inclinados *de*, *df*, formados de tablillas ó latas, colocadas con la inclinacion debida unas encima de otras, como para formar tejado, y

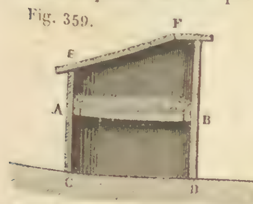
dejando un claro entre ellas. Las aguas de condensacion corren por estos tejados y van á parar á una tarjea que las conduce fuera.

Concentradas las aguas en las calderas A y B, se las pasa á otras mayores H, D, que se calientan por el fuego de sus hogares respectivos, y ademas por la corriente del humo que circula debajo de ellas. En estas calderas se verifica la cristalizacion de la sal, pero es menester interrumpirla continuamente, lo cual ejecuta un operario por medio de rastros, que le sirven ademas para sacar la sal hácia los bordes de la caldera, colocándola sobre pequeños planos inclinados en los cuales se escurre. Las aguas que la sal habia arrastrado vuelven á caer en la caldera. Segun va bajando el nivel del líquido en los cristalizadores, el operario agrega nueva cantidad procedente de las calderas A y B, á fin de que la cristalizacion siga continuamente. Solo se detienen las evaporaciones cuando se ha formado sobre las paredes de la caldera una costra algo considerable de sulfato doble de cal y sosa, porque esta sal se incrustra como una piedra en el fondo de la caldera, y se opone al paso del calor. Se sacan las aguas madres, que contienen sales delicuescentes y darian sal impura si se continuara evaporándolas.

Cubren á las calderas grandes tejados de tablas, y chimeneas K, formadas de lo mismo, dan salida á los vapores que se desprenden. A lo largo de estas se han construido canales que recogen las aguas que se condensan, y las conducen fuera del edificio.

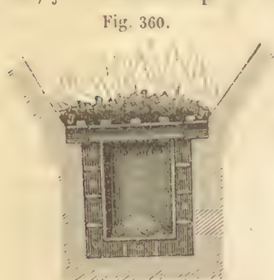
La sal que se saca de los cristalizadores debe someterse á la desecacion, que se ejecuta en unos armarios de madera colocados en fila (fig. 357), segun el eje del edificio, y en el piso inmediatamente superior al en que se encuentran las calderas. La figura 359 representa el corte trasversal de uno de ellos. Se coloca la sal húmeda en el entablado AB, que divide todos los armarios en dos compartimientos, y se halla formado por una porcion de listones puestos de plano, que dejan entre sí pequeños claros. El aire caliente llega por el compartimiento superior, atraviesa las capas de sal, de cuya humedad se apodera, y pasa en seguida á una chimenea que produce el tiro necesario. La parte superior de los armarios se abre como un pupitre, con el objeto de poder colocar y sacar la sal. Se utiliza el calor de los hornos de evaporacion para calentar el aire empleado en la desecacion de la

Fig. 359.



sal, y al efecto una parte de este aire penetra por tubos de hierro colado, que pasan muchas veces por debajo del emparrillado del horno, sirviéndole de apoyo (fig. 360), y se dirigen en seguida al piso que contiene los aparatos de desecacion. Otra parte del aire se calienta, recorriendo los conductos *o* practicados en las piezas de hierro colado que revisten las paredes del cenicero C.

Fig. 360.



De este modo se obtiene la sal perfectamente seca. La ponen en sacos, y la introducen en el comercio.

§ 501. En los terrenos inmediatos á los criaderos de sal gemma suelen correr manantiales salados, cuyas aguas se tratan á veces con mucha ventaja para sacar el cloruro de sodio que contienen. La cantidad de sal disuelta en estas aguas se halla muy distante de la que corresponde á su punto de saturacion, pues casi siempre atraviesan por capas de diferentes terrenos, mezclándose con cantidades mas ó menos considerables de agua dulce.

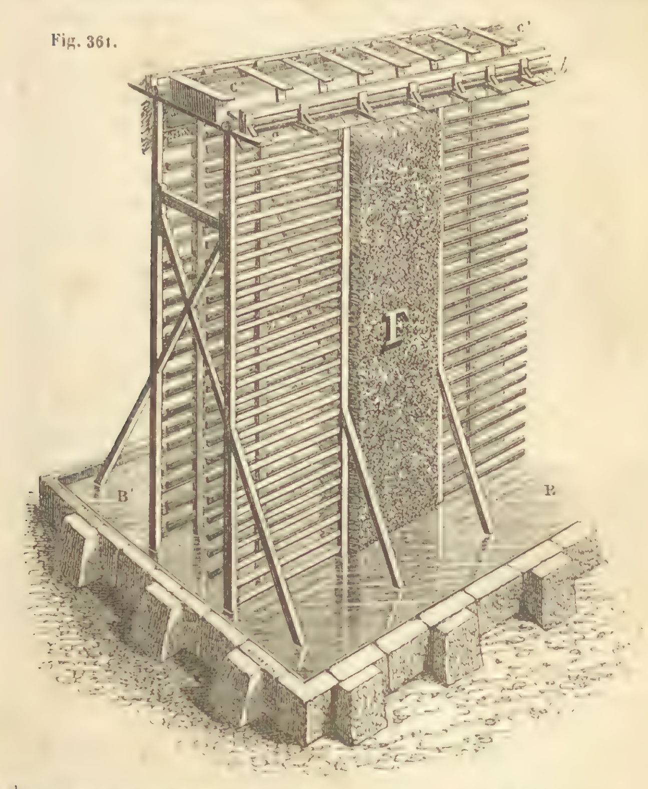
En ciertos países evaporan estas aguas por la accion del fuego para sacar la sal comun, pero no hallándose todavía suficientemente concentradas para sufrir esta evaporacion inmediata, las someten á una concentracion preliminar, evaporándolas al aire libre. Daremos la composicion del agua de dos fuentes saladas que se han explotado: una muy rica en sal, y es la de Schœnebeck, cerca de Magdeburgo en Prusia, y la otra muy pobre en Moutiers (Saboya).

La composicion se refiere á 100 partes de agua.

	Schœnebeck.	Moutiers.
Cloruro de sodio.......	9,623	1,058
Sulfato de sosa.........	0,249	0,100
» de magnesia.....	0,012	0,055
» de cal..........	0,339	0,251
» de potasa.......	0,014	»
Cloruro de magnesio....	0,083	0,030
» de potasio......	0,007	»
» de hierro.......	»	0,010
Carbonato de cal.......	0,026	0,076
» de hierro....	0,001	0,012
Acido carbónico libre...	»	0,075
	10,354	1,667.

Las aguas de las fuentes saladas se dirigen por canales y regatas á grandes receptáculos, de donde se elevan por medio de bombas á la parte superior de vastas construcciones de madera, que se llaman *edificios de graduacion* (fig. 361), y tienen una de sus

Fig. 361.



dos caras principales expuesta al viento que reina habitualmente en aquel paraje, ó mas bien al que produce una evaporacion mas rápida. El suelo del edificio lo forma un gran estanque engredado BB', que recoge las aguas concentradas por evaporacion. El armazon de madera se establece sobre pilares de mampostería, y se llena su interior con haces de espinos ú otros ramajes, como se ve en F, de manera que ofrece el aspecto de un muro de faginas de 10 á 15 metros de altura, sobre 400 á 500 de longitud. A lo largo de este muro y por su

parte superior corre una canal CC′, que recibe las aguas salobres elevadas por las bombas, y las vierte sobre los haces de espinos por una porcion de agujeros practicados en una de sus paredes laterales y provistos de pequeños caños. De esta suerte las aguas se esparcen al caer, sus puntos de contacto con el aire se multiplican, y por consiguiente se evaporan en gran parte, sobre todo si el aire es seco y favorable el viento. Ordinariamente solo se dejan correr las aguas sobre la parte del edificio que se halla expuesta á la accion del viento. Es importante sin embargo dar un espesor bastante grande al muro de fáginas, á fin de retener en cuanto sea posible las gotitas de agua salada que pudiera arrastrar un viento demasiado fuerte. Este espesor es de 3 metros en la base y 2 en la parte superior. Las aguas que han atravesado este muro de ramaje se reúnen en el estanque inferior, de donde vuelven á elevarlas otras bombas hasta la canal superior de un segundo edificio de graduacion, igual enteramente al primero. Su concentracion aumenta, y se dice que pasan por *segunda graduacion*. Regularmente es necesario pasarlas de este modo cuatro ó cinco veces, para que adquieran el grado de concentracion que permite evaporarlas por el fuego. La rapidez de la graduacion depende mucho de las circunstancias atmosféricas, principalmente de la temperatura, del grado de sequedad del aire y de la direccion del viento.

Se concentran las aguas por este medio hasta que contengan un 16 ó 20 por 100 de sal; se recogen despues en estanques, de donde se sacan para evaporarlas en las calderas.

Miéntras las aguas han permanecido en los depósitos en que se han recogido, ántes de pasarlas por los edificios de graduacion, han ido perdiendo el ácido carbónico que disolvian: los carbonatos de cal y hierro que se hallaban disueltos á favor de este ácido se han depositado, y ha sucedido lo propio al sulfato de cal, que ha quedado en forma de incrustaciones sobre las fáginas durante la evaporacion del agua en los edificios de graduacion.

§ 502. La evaporacion, en calderas, de las aguas concentradas por la graduacion se ejecuta del mismo modo que la de las aguas saturadas que se sacan por los taladros de sonda, segun lo hemos explicado (§ 500). Pero como dichas aguas son mucho menos puras, es preciso dividir la operacion en dos períodos: el primero se llama *schlotacion*, es decir, separacion de una gran parte de las sales extrañas, principalmente de sulfatos, de cal y sosa: los Alemanes dan el nombre de *schlot* á un depósito abundante que se forma durante la ebullicion del agua salada. La sal cristaliza en el segundo período, que llaman *salinacion*.

Se introducen en la caldera unos 30 metros cúbicos de agua salada, y se activa el fuego hasta producir una ebullicion rápida. Se va echando agua para reemplazar la que se evapora, y se continúa hasta haber pasado de este modo 46 ó 50 metros cúbicos de agua por la caldera. La superficie del líquido se cubre pronto de espumas, que se van separando hácia los bordes de la caldera, y provienen de algunas materias orgánicas coaguladas por el calor. En seguida se forma un depósito abundante de sulfato de cal combinado con la mayor parte del sulfato de sosa. Este depósito, que hemos dicho llaman *schlot*, se saca con rastros y se echa en una cavidad practicada cerca de la caldera. Pasado algun tiempo, se disminuye la accion del fuego, y se continúa quitando el depósito que se forma todavía. La schlotacion dura en Moutiers sobre 30 ó 36 horas, y al cabo de este tiempo principia á descubrirse la sal cristalizada, que se va sacando hácia los bordes de la caldera, donde se deja escurrir, teniendo cuidado de mantener el líquido á una temperatura de 80° poco mas ó menos. La salinacion dura de 70 á 75 horas, pero pasadas estas es menester suspender la operacion, porque la sal que se deposita á lo último es muy impura, por la mucha cantidad de sales delicuescentes de que se cargan las aguas madres. Se da salida á estas, y se principia nueva operacion.

Se deja secar la sal, que en tal estado se introduce en el comercio.

Los depósitos de sustancias extrañas, así como las incrustaciones que se forman sobre las paredes de las calderas, se tratan por separado para obtener la cantidad de sulfato de sosa que contienen. Se colocan al efecto en una caja de madera que se tiene cerrada, y en la cual se introduce vapor de agua. Este vapor se condensa, y el agua caliente que produce, disuelve al sulfato de sosa; la disolucion pasa á los cristalizadores, donde se la deja enfriar lo mas completamente posible, con lo cual deposita cristales el sulfato de sosa.

§ 503. La extraccion de la sal marina de las aguas del mar y de las lagunas saladas se ejecuta por dos procedimientos diferentes: 1° por evaporacion espontánea del agua en estanques poco profundos y de mucha superficie; 2° enfriando el agua del mar hasta una temperatura muy baja, por cuyo medio parte del agua se congela, formando una costra sólida, que se separa; la parte líquida restante contiene la totalidad de la sal, habiendo adquirido de este modo mayor grado de concentracion. Este último procedimiento solo se emplea en las regiones septentrionales, en las costas del mar Blanco, y da aguas bastante concentradas para poderlas someter ventajosamente á la evaporacion por el fuego. El primero está puesto en práctica en los países cálidos y aun en los templados, como en España y Francia en

las costas del Océano y Mediterráneo. Vamos á describir este método de explotacion, deteniéndonos en él todo lo posible, no solo por la importancia que en sí tiene, sino tambien porque suministrará numerosas aplicaciones de los principios sentados anteriormente sobre la solubilidad y descomposicion mútua de las sales.

Llámanse *saladares* vastas superficies que se construyen á orillas del mar ó de los lagos salados, y en las cuales se cuaja la sal por evaporacion al aire libre. Se hallan divididos en varios compartimientos, que el agua va recorriendo con muy poca velocidad, pudiendo ademas graduarse esta segun convenga. Cuando el agua llega al término de su curso, y permanece algun tiempo en los últimos compartimientos, deposita la mayor parte de la sal que contiene en disolucion.

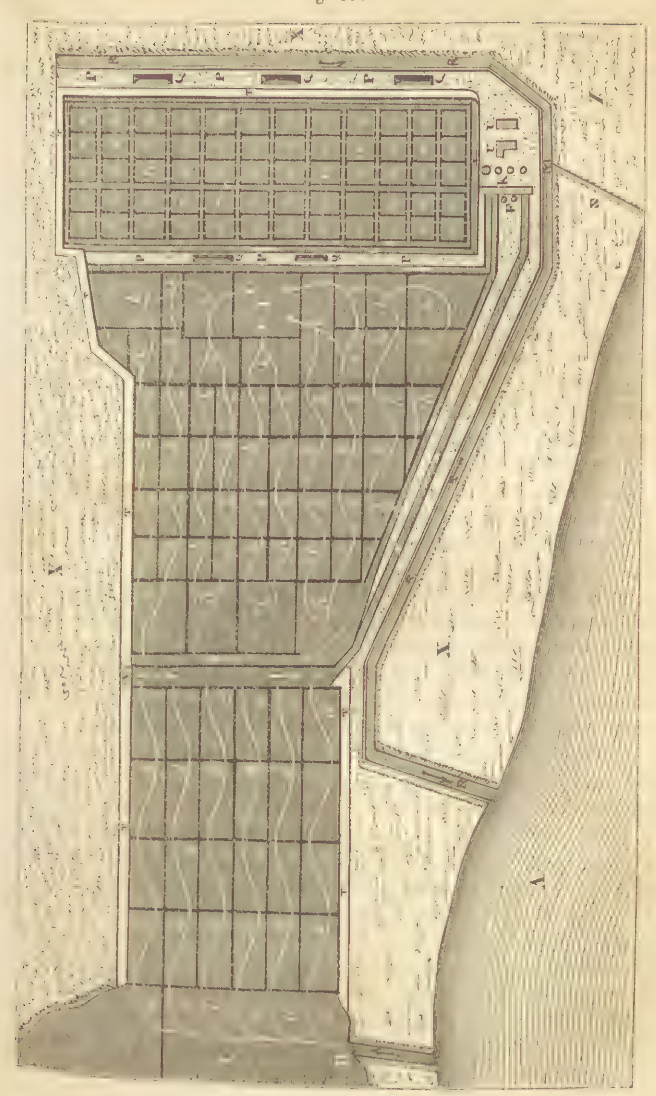
El fondo del saladar debe hallarse al nivel mas bajo posible, y aun inferior al del mar cuando se encuentra á su inmediacion. De esta suerte el agua pasa naturalmente desde el mar al saladar, por efecto de las pendientes ó de las mareas, pudiendo regularse su entrada por medio de una esclusa, establecida sobre el canal de comunicacion. Sin embargo los saladares suelen hallarse en lo general mas elevados que el nivel del mar, y se hace preciso elevar las aguas por medio de máquinas hidráulicas.

La figura 362 representa un saladar situado en las cercanías de Montpellier.

El agua del mar, representado en A, pasa á un grande estanque irregular C, que sirve de receptáculo y en el cual experimentan las aguas una primera evaporacion. Este estanque debe tener poca profundidad y mucha extension, con el objeto de que el agua salada presente gran superficie á la evaporacion. El agua pasa lentamente, á favor de una pendiente suave practicada con cuidado, á una serie de pequeños estanques rectangulares *d, d, d*..., menos profundos que el gran depósito C; y despues de recorrer uno por uno estos estanques, expuesta continuamente á una evaporacion activa, sale por una regata E, E, E, que la conduce á grandes pozos F, que llaman *pozos de aguas verdes*. Bombas aspirantes ú otras máquinas hidráulicas elevan estas aguas hasta una canal que las vierte en nuevos estanques de evaporacion *h, h, h, h,* construidos mas cuidadosamente que los primeros, y en los cuales continúa la evaporacion. La corriente de las aguas debe calcularse de modo, que cuando lleguen al último estanque I, hayan adquirido el grado de concentracion á que principian á depositar la sal. De aquí van á parar por otra canal á nuevos pozos K, que se llaman *pozos de agua en sal*.

Se sacan las aguas, por medio de bombas, de estos pozos K, y se dirigen á nuevos estanques de evaporacion *n*, *n*, *n*, que llaman

Fig. 362.



tablas, mas pequeños y trabajados con mas cuidado que los anteriores. Una canal, que corre por todo el perímetro del espacio ocupado por estas tablas, recibe el agua de las bombas, y la distribuye sobre aquellas, por el intermedio de pequeñas regueras trasversales, que llaman *agujas*. Estas sirven tambien para conducir las aguas, que han depositado sobre las tablas la mayor parte de la sal que contenian, á una canal general que las dirige al mar, cuando ya no se quiera continuar su explotacion.

La capa de agua que cubre la superficie de las tablas no debe exceder de 5 á 6 centímetros de espesor, y es necesario renovarla una vez al dia ó cada dos dias, segun el tiempo sea mas ó menos favorable á la evaporacion. La sal depositada forma una capa cuyo espesor va aumentando progresivamente. La operacion continúa de este modo durante cinco ó seis meses, empezando generalmente en abril y concluyendo en setiembre.

Se procede en seguida á la recoleccion de la sal, principiando por desaguar las tablas, con lo cual queda descubierta una capa de sal, mas ó menos blanca, de 4 á 5 centímetros de espesor. Se saca con palas, formando montones largos piramidales Q, Q.

En España se encuentra la sal tan profusamente repartida por todo su suelo, que únicamente se explota en aquellos puntos donde lo permiten las circunstancias locales ó facilidad de los trasportes. En los lagos salados próximos al mar, no hacen mas que recoger la sal que naturalmente queda cuajada durante los meses del verano, como sucede en Torrevieja en la costa del Mediterráneo. Se saca la sal de una porcion solamente de la laguna salada, depositándola en grandes montones sobre sus orillas, en las cuales se deseca y purifica por exposicion al aire. Una parte se almacena para el consumo del país, y otra se vende al extranjero como sobrante.

En las salinas del interior de España, como en Poza, cerca de Burgos, en Olmeda é Imon (provincia de Guadalajara), se explotan las aguas salobres procedentes de los terrenos de yeso y de sal gemma que se encuentran inmediatos. Estas aguas son bastante ricas para dar desde luego por evaporacion espontánea al aire libre la mayor parte de la sal que contienen. El procedimiento que se sigue en el último punto, por ejemplo, que suministra la sal á la provincia de Madrid, es con menos complicaciones igual al que se acaba de describir para las salinas de Montpellier. Se eleva el agua por medio de norias desde las acequias ó conductos subterráneos por donde viene, hasta las regatas que la conducen á unos estanques de deposito, que llaman *recocederos*. Estos se mantienen llenos casi todo el año, y el agua experimenta en ellos una primera

concentracion ántes de llegar la época de la *cosecha de sal*, que se verifica en los meses del estío. El agua de los depósitos se esparce una ó dos veces por semana, segun el tiempo, sobre vastas superficies divididas en compartimientos, y estos en cuadrículas ó *albercas*, como así llaman en el país: su disposicion es enteramente análoga á la que se ve representada por *h* y *n* en la figura 362. La sal cristaliza á los dos ó tres dias, y se la recoge en pequeños montones sobre las estrechas calzadas que separan los compartimientos, ligeramente inclinadas por ambos lados para que escurran las aguas. Se deja la salmuera que queda en las albercas, y la que falta se echa del recocedero, volviendo á condensarse y convertirse en sal en mas ó menos dias, pero que nunca pasan de cinco, segun el grado del calor que hace. Despues de uno ó dos dias de insolacion, la sal queda bastante seca, y se procede á lo que llaman *entrojar*, es decir, á conducirla y depositarla en almacenes.

§ 504. Examinemos ahora una por una las circunstancias químicas que dan lugar á la cristalizacion de la sal en las salinas.

El agua del mar presenta por término medio la composicion siguiente:

Agua................	96,470
Cloruro de sodio......	2,700
Cloruro de potasio.....	0,070
Cloruro de magnesio...	0,360
Sulfato de magnesia...	0,230
Sulfato de cal.........	0,140
Carbonato de cal......	0,003
Bromuro de magnesio..	0,002
Pérdida.............	0,025
	100,000.

Sometiendo estas aguas á la evaporacion, depositan en primer lugar el carbonato de cal, que con frecuencia presenta un color amarillo debido al hidrato de peróxido de hierro que contiene. Hasta el presente no ha podido reconocerse la presencia del hierro en las aguas del mar, y es probable que el óxido que se descubre en este primer depósito, provenga del terreno en que se efectúa la evaporacion. El peróxido de hierro que se encuentra en este terreno se reduce al estado de protóxido por la putrefaccion espontánea de las materias orgánicas que se desarrollan en las aguas saladas; resultando de aquí carbonato de protoxido de hierro, que queda disuelto desde luego á favor de un exceso de ácido carbonico, pero se descompone en seguida en contacto del oxígeno del aire, y deposita

hidrato de sesquióxido de hierro. En efecto, miéntras la densidad del agua que se va concentrando no exceda la que corresponde á 5° ó 6° del areómetro, se desarrollan en ella plantas que se llaman confervas, las cuales mueren en seguida cuando las aguas han adquirido mayor grado de concentracion.

§ 505. El agua salada se va concentrando al pasar de una tabla á otra, y cuando llega á marcar 15° ó 18° del areómetro, depositan en cantidad considerable sulfato de cal hidratado, de la misma composicion y forma cristalina que el yeso. Este sulfato no se combina en esta circunstancia con el de sosa, para formar el sulfato doble de sosa y cal, llamado *schlot*, que se deposita durante la evaporacion en caliente de las aguas saladas; lo cual consiste en que nunca se forma en frio sulfato doble, cuando el de sosa existe en disolucion bajo el estado de hidrato; pero se produce siempre en las disoluciones calientes en que el sulfato de sosa se halla en estado anhidro.

Por otra parte el sulfato de cal se deposita completamente de las aguas madres, sin que quede en ellas señal ninguna, cuando marcan 25° del areómetro. Esta circunstancia es debida á que el sulfato de cal, algo soluble en el agua pura, es completamente insoluble en una disolucion saturada de sulfato de magnesia; del cual existe gran proporcion en las aguas concentradas.

Al llegar las aguas á este estado de concentracion, la sal marina cristaliza, y forma una capa, cuyo espesor aumenta segun continúa la evaporacion. Los cristales son al principio trasparentes, y aumentan en volúmen, pero no en número, miéntras el agua no se halla muy concentrada. Mas cuando esta por efecto de la concentracion se va enriqueciendo de cloruro de magnesio, que perjudica á la solubilidad de la sal marina, esta se deposita en forma de cristales mas pequeños y de un blanco mate.

Se hace preciso dar salida á las aguas madres, ántes que depositen la totalidad de la sal marina que contienen, porque las últimas porciones de sal quedarian muy impuras por causa de las sales magnesianas. El grado de concentracion que generalmente se da á las aguas, no pasa de 30°. Se sacan entonces, reemplazándolas por otras nuevas, procedentes de los pozos de agua en sal, y esta operacion se repite tres ó cuatro veces desde el principio de la cristalizacion de la sal hasta la recoleccion.

La sal se recoge en montones, y despues de bien escurrida y privada por consiguiente de aguas madres, queda por lo regular muy pura.

§ 506. Ordinariamente se dejan perder las aguas madres que que-

dan despues de la recoleccion y las que se forman en el discurso de la evaporacion, á pesar de contener muchos productos útiles, que tendrian gran valor comercial si se lograra extraerlos con pocos gastos. De algunos años á esta parte la solucion de este problema forma el objeto de estudios interesantes, y la extraccion de los productos secundarios de las aguas madres ha tomado ya mucho incremento en las salinas del Mediterráneo*. La composicion de estas aguas es muy variable, y depende del grado de concentracion que tengan. Cuando marcan 30° del areómetro, encierran en 100 partes:

Cloruro de magnesio..............	16,6
Cloruro de sodio...................	4,6
Sulfato de magnesia..............	2,0

Esta composicion difiere muy poco de la correspondiente á las aguas madres que resultan de la explotacion de las fuentes salobres. Las de las salinas de Moutiers contienen:

Cloruro de magnesio..............	4,8
Cloruro de sodio...................	20.8
Sulfato de magnesia..............	9,5.

Se ve que las aguas madres de las salinas del Mediterráneo son casi cuatro veces mas ricas en cloruro de magnesio que las de Moutiers. La presencia de este cloruro, que disminuye notablemente la solubilidad de la sal, explica la razon de ser tan pobres en cloruro de sodio dichas aguas del Mediterráneo.

§ 507. Continuando sobre el suelo del saladar la concentracion de las aguas madres, se obtiene *por evaporacion* durante el dia sal marina casi pura, y *por enfriamiento* durante la noche se deposita sulfato de magnesia. Estos dos depósitos se producen ordinariamente sobre la misma tabla, de suerte que resulta una capa salina muy coherente, compuesta de cristales de sal marina aglutinados por el sulfato de magnesia. Siendo este sulfato menos soluble en el agua que contiene cloruro de magnesio que en el agua pura, la riqueza del agua madre en cloruro de magnesio contribuirá mucho á la formacion del depósito de sulfato de magnesia.

Si la temperatura del aire llega á bajar súbitamente hasta 10°, como sucede á veces despues de los temporales fuertes del mes de setiembre, las aguas que se hallan sobre el suelo de las tablas podrán suministrar cantidades considerables de sulfato de magnesia puro.

* Los pormenores sobre la explotacion de las aguas madres de las salinas los debemos á M. Balard, que ha estudiado muy especialmente esta cuestion.

§ 508. Cuando las aguas han llegado á adquirir, por una concentracion conveniente, una densidad que marque con corta diferencia 34° del areómetro, principian á depositar sulfato de potasa. Este sulfato no se deposita puro, sino en el estado de una sal doble magnesiana $KO.SO^3 + MgO.SO^3 + 6HO$. El depósito que dejan cuando llegan á tal estado de concentracion, apénas contiene sal marina, y se halla casi exclusivamente compuesto del sulfato doble de potasa y magnesia de que acabamos de hablar, y que se produce á la vez por evaporacion ó enfriamiento. La sal doble impura que se recoge puede purificarse fácilmente por una segunda disolucion y cristalizacion.

§ 509. Si la concentracion continúa y las aguas llegan á marcar 36° poco mas ó menos del areómetro, depositan, sobre todo por enfriamiento, un nuevo producto, un cloruro doble de potasio y magnesio $KCl + MgCl$. Mas como la delicuescencia del cloruro de magnesio, que las aguas así concentradas disuelven en cantidad considerable, opone mucha dificultad á la evaporacion, es mejor ejecutar esta por medio del fuego. Y si este se aplica despues de haber sometido el agua madre por algun tiempo á una baja temperatura, de $+2°$ ó $+3°$, en cuya circunstancia se despoja casi completamente del sulfato de magnesia, podrá obtenerse con muy corta diferencia la totalidad de la potasa en estado de cloruro doble de potasio y magnésio.

Cuando el agua madre se concentra mas, y marca 40° del areómetro, solo queda en ella cloruro de magnesio, que se deposita en forma de cristales voluminosos, á una temperatura próxima á 0°.

§ 510. El volúmen del agua disminuye de un modo muy notable por estas evaporaciones sucesivas, pero como en el discurso de la concentracion se van depositando proporciones considerables de materias salinas, que aumentaban la densidad del líquido, el incremento del número de grados que marca el areómetro distará mucho de hallarse en razon inversa de la diminucion de volúmen. Aclararemos este hecho con el ejemplo siguiente.

10 litros de agua de mar, concentrados hasta marcar 25° del areómetro, ocupan solamente un volúmen de 935 centímetros cúbicos. Este volúmen se reduce á 200c.c, cuando el areómetro marca 30°; y este indica 31° nada mas si el volúmen del agua llega á ser de 50c.c. Por último, el agua madre cuya concentracion corresponda á 34° del areometro no ocupa mas que 30c.c.

En resúmen, se ve que á mas de la sal marina, la evaporacion de las aguas madres da tres series de productos salinos:

1° Una mezcla de sulfato de magnesia y sal marina;

2° Una mezcla salina, rica en sulfato doble de potasa y magnesia;

3° Una sal que contiene principalmente cloruro doble de potasio y magnesio.

§ 511. Veamos cómo pueden tratarse estos diversos productos para sacar de ellos las materias útiles que contienen :

1° Si se quisiera extraer de la primera mezcla el sulfato de magnesia, podria conseguirse disolviéndola en el agua á la temperatura de 30° poco mas ó menos, y dejando enfriar la disolucion. La temperatura no deberia exceder este límite, pues de lo contrario se produciria doble descomposicion, que daria orígen á un sulfato doble de sosa y magnesia, á un verdadero *schlot magnesiano*. Volviendo á disolver en el agua esta última sal y dejándola cristalizar á baja temperatura, se descompondria en sus dos sales simples : en sulfato de magnesia que quedaria disuelto en las aguas madres, y en sulfato de sosa que cristalizaria.

Pero el mejor medio de utilizar esta mezcla salina consiste en disolverla en agua cargada de sal marina, de modo que el líquido contenga 2 equivalentes de sal marina por 1 de sulfato de magnesia, y en exponer luego la disolucion á la temperatura mas baja posible. Se produce doble descomposicion, formándose sulfato de sosa que cristaliza en estado de hidrato, y cloruro de magnesio que queda en las aguas madres.

A 2° bajo cero, los $\frac{4}{5}$ del sulfato de magnesia se trasforman en sulfato de sosa, que se deposita casi en perfecto estado de pureza sobre el suelo de las salinas. Se le recoge despojado enteramente de materias terrosas, si el suelo en que se ha depositado se halla cubierto de una capa de sal marina. El agua madre, rica en cloruro de magnesio, solo conserva $\frac{1}{5}$ de sulfato que retuvó al principio; y se concibe la necesidad de sacar rápidamente este cloruro, ántes que aumente la temperatura del agua, y esta pueda disolver, por una descomposicion inversa, el sulfato de sosa que se deposita durante la noche; pues en efecto, el agua cargada de cloruro de magnesio disuelve mucho mas sulfato de sosa que el agua pura. Por el contrario, la que contiene cloruro de sodio disuelve mucho menos que el agua pura, y por esta causa conviene que la disolucion encierre mas de 1 equivalente de sal marina por 1 de sulfato de magnesia.

El sulfato de sosa recogido de este modo, se deseca en hornos de reverbero, y se emplea para obtener la sosa artificial, o en la fabricàcion del vidrio.

La disolucion formada solamente de sulfato de magnesia y cloruro

de sodio no es la única que puede suministrar sulfato de sosa, pues el agua madre de las salinas deposita tambien cierta cantidad de esta sal, cuando se enfría á bajas temperaturas. Lo propio sucede con el agua del mar concentrada á 25°, ántes de haber depositado sal marina; pero es menor la proporcion de sulfato de sosa que se obtiene, y es menester que intervengan temperaturas mas bajas. En efecto, en este último caso, la disolucion es poco concentrada, y sobre todo poco rica en sulfato de magnesia. En el primero, el agua madre, aunque concentrada, contiene mucho cloruro de magnesio, el cual perjudica á la solubilidad del cloruro de sodio, no menos que á la del sulfato de magnesia. El cloruro de magnesio obra en este caso como interponiéndose entre las dos sales que deben producir la descomposicion, siendo su efecto el mismo que resultaria si la disolucion complexa que debe dar orígen al sulfato, se hallase menos concentrada. Ademas, la presencia de este mismo cloruro da mayor solubilidad al sulfato de sosa, y es lo mismo que si hubiera bajado menos la temperatura de la disolucion. Estas dos causas reunidas obran en el mismo sentido, haciendo que disminuya la cantidad de sulfato de sosa producido. Para obtener mucho sulfato de sosa es necesario, pues, eliminar en cuanto sea posible el cloruro de magnesio, y al contrario operar con un grande exceso de sal marina.

2° Basta disolver en caliente la mezcla salina, formada principalmente de sulfato doble de potasa y magnesia, y someterla á nueva cristalizacion para que se deposite por enfriamiento esta sal doble, en casi perfecto estado de pureza, quedando las sales extrañas en las aguas madres. Puede aun ejecutarse esta operacion sobre el suelo mismo de las salinas, disponiendo las tablas en escalones, de modo que las aguas principien á correr desde una tabla superior hasta la inferior, al ponerse el sol. De esta suerte se depositará en la primera, *por evaporacion durante el dia*, sal marina, y en la segunda, *por enfriamiento durante la noche*, sulfato doble de magnesia y potasa casi puro.

La separacion de este producto en sulfato de potasa y en sulfato de magnesia, no es fácil de realizar en grande; pero puede emplearse esta sal en la fabricacion del alumbre, y tambien para preparar carbonato de potasa, por el método que se usa para obtener la sosa artificial, ó sea por el procedimiento de Leblanc (§ 478). Al efecto se calienta en un horno de reverbero una mezcla de 100 partes de sulfato doble hidratado, 46 de carbonato de cal y 26 de carbon. Procediendo lo mismo que en la fabricacion de la sosa artificial, se obtiene una potasa en bruto que marca 24 centésimas del alcalí-

metro. Tratándola por el agua y evaporando el líquido, resulta un producto mas rico, que contiene de 55 á 60 por 100 de potasa, y que presenta con corta diferencia la misma riqueza que las potasas en bruto del comercio. En esta operacion el sulfato de magnesia se deshace, y la magnesia queda en el residuo insoluble, con el oxisulfuro de calcio.

3° La trasformacion del cloruro doble de magnesio y potasio en dos cloruros simples, ofrece menos dificultades que la del sulfato doble; y basta para efectuarla dejar expuesto el cloruro doble á la accion del aire algo húmedo, pues este licúa con preferencia al cloruro de magnesio, separándole así del cloruro alcalino. Es mejor aun disolver este cloruro doble en agua hirviendo, y evaporar el líquido en caliente. La sal que se precipita es cloruro de potasio casi puro, pero á lo último se deposita tambien cloruro doble. Se deja entónces enfriar el líquido, con lo cual la mayor parte del cloruro doble cristaliza; se le separa y se opera sobre él como sobre el cloruro doble primitivo. Enfriadas bien las aguas madres, no retienen casi nada de potasa, y solo queda en ellas cloruro de magnesio.

Tambien pueden utilizarse estas últimas aguas madres. Sabemos en efecto que el cloruro de magnesio se descompone por el vapor de agua á una temperatura elevada, produciendo magnesia y ácido clorhídrico; se concibe, pues, que dichas aguas, así como las que habian dado el producto salino por su evaporacion sobre el suelo de las salinas, podrian aprovecharse si se llegara á disponer de aparatos propios para preparar grandes cantidades de ácido clorhídrico. Por otra parte en estas últimas aguas se concentran los bromuros, y basta destilarlas con cantidades convenientes de ácido sulfúrico y bióxido de manganeso. para obtener el bromo en proporcion notable; pues hemos visto (§ 510) que. bajo tal estado de concentracion, provienen de un volúmen considerable de agua del mar.

COMBINACIONES DEL SODIO CON EL AZUFRE.

§ 512. El sodio forma muchas combinaciones con el azufre, que corresponden exactamente á las del potasio, y se preparan del mismo modo. El protosulfuro de sodio cristaliza mas fácilmente que el de potasio, y puede obtenérsele bajo la forma de gruesos octaedros. Da un gran número de sulfosales, que casi todas pueden cristalizar. Por lo demas el hidrato de sosa y el carbonato se conducen con el azufre, por via seca y húmeda, como el hidrato y carbonato de potasa (§ 464).

Caractéres distintivos de las sales de sosa.

§ 513. Solo hablaremos en este lugar de los caractéres que sirven para distinguir las sales de sosa, de las formadas por los otros álcalis; pues hemos visto (§ 469) que era fácil reconocer las sales alcalinas entre todas las demas.

Los caractéres distintivos de las sales de sosa se fundan principalmente en las propiedades físicas de algunas de estas sales, que desde luego se distinguen de las formadas por la potasa. El sulfato de sosa cristalizado en frio contiene mucha agua de cristalizacion; es eflorescente al aire y experimenta con facilidad la fusion acuosa; al paso que el sulfato de potasa es anhidro, inalterable al aire, y no se funde sino á una temperatura elevada. Los dos carbonatos se distinguen igualmente por diferencias no menos marcadas que las anteriores: el de sosa es eflorescente al aire, y el de potasa delicuescente.

El cloruro de sodio forma con el percloruro de platino un cloruro doble, análogo al que produce el cloruro de potasio; pero el primer cloruro doble es muy soluble en el agua y aun en el alcohol, siendo así que el de platino y potasio es muy poco soluble. De aquí resulta que las disoluciones de las sales de potasa dan un precipitado cristalino amarillo, cuando se vierte en ellas una disolucion de percloruro de platino, lo que no sucede con las sales de sosa, cuando se las trata por el mismo reactivo.

Estas sales no dan precipitado ni con el ácido tártrico, ni con el perclórico, aun cuando sus disoluciones se hallen muy concentradas.

LITIO.

Equivalente = 80,37.

§ 514. Solo se han obtenido hasta el dia cantidades muy pequeñas de litio *, descomponiendo su óxido por la pila, del mismo modo que se ha visto respecto del potasio; pero es probable que pueda prepararse este metal por los procedimientos de reduccion que se emplean al presente para obtener el potasio y sodio en cantidades mas considerables. El litio tiene mucha analogía con el potasio y sodio en sus propiedades físicas y, como estos, descompone el agua á la temperatura ordinaria.

Existe este metal en algunos minerales, y entre ellos los mas importantes son la *petalita*, y una especie de mica á que dan el nombre de *lepidolita*. Este mineral contiene de 3 á 4 centésimas de litina, y comunmente se extrae de él este óxido; encierra ademas potasa, sosa, alúmina, óxido de hierro, ácido silícico y una corta cantidad de fluor. Se mezcla la lepidolita, reducida á polvo fino, con el doble de su peso de cal viva, y se somete la mezcla á un fuego fuerte de forja. Se pulveriza la materia que resulta, y se hace hervir algun tiempo con agua, á la cual se añade cal apagada. Decantado el líquido, saturado por el ácido clorhídrico y evaporado en seguida, deposita cierta cantidad de cloruro de potasio. Vertiendo en las aguas madres un exceso de carbonato de amoniaco, se precipita un poco de alúmina y cal que existian en el líquido. Evaporando hasta sequedad, y calcinando el residuo para desalojar las sales amoniacales, no quedan mas que cloruros de potasio, sodio y litio. Se reduce á polvo fino esta mezcla, y se trata por el alcohol concentrado, el cual solo disuelve al cloruro de litio.

Este cloruro es una sal delicuescente: calentándola juntamente con ácido sulfúrico concentrado, se obtiene sulfato de litina. Vertiendo acetato de barita en la disolucion de este sulfato, se forma un precipitado de sulfato de barita, y queda en disolucion acetato de litina, que por la calcinacion se convierte en carbonato de litina.

El carbonato de litina es poco soluble en el agua: las disoluciones algo concentradas de las sales de litina dan precipitado con los carbonatos de potasa y sosa.

Para obtener la litina, no hay mas que descomponer la diso-

* La litina fué descubierta en 1817 por un químico sueco, M. Arfwedson.

lucion del carbonato por el hidrato de cal. Resulta de este modo un hidrato de litina, que despues de calcinado tiene por fórmula LiO+HO, y no se descompone por el calor. La litina ataca fuertemente al platino; y cuando se funde un glóbulo de litina sobre una lámina de platino, deja una mancha negra. Si se mantiene fundida durante cierto tiempo en un crisol de platino, corroe y puede agujerear al metal.

No se conoce hasta ahora mas que un óxido de litio, cuya composicion es:

Litio..................	44,56
Oxígeno	55,44
	100,00

De aqui se deduce el número 80,37, para equivalente del litio.

Caractéres de las sales de litina.

§ 515. Las sales de litina se distinguen de las formadas por los demas metales, que no sean alcalinos, en la propiedad de no precipitar por los carbonatos alcalinos, cuando son muy dilatadas sus disoluciones. Si estas se hallan concentradas, podria formarse un precipitado, pues el carbonato de litina es poco soluble en el agua.

Distínguese en seguida la litina de la potasa y sosa:

1° Por la poca solubilidad de su carbonato en frio;

2° Por las propiedades del cloruro de litio, cuerpo delicuescente soluble en el alcohol, siendo así que los cloruros de potasio y sodio no se alteran al aire, á menos que se halle saturado de humedad, ni se disuelven sensiblemente en el alcohol concentrado;

3° Por la poca solubilidad del fosfato de litina. Cuando se vierte poco á poco una disolucion de un fosfato alcalino en la de una sal de litina, se forma un precipitado, que generalmente es un fosfato doble.

COMBINACIONES AMONIACALES.

§ 516. Quedan ya expuestas (§ 127 y siguientes) las propiedades principales del amoniaco, y hemos visto que esta sustancia era una combinacion de azoe é hidrógeno, dotada en alto grado de reaccion alcalina sobre los reactivos coloreados, y de la facultad de combinarse con los ácidos, á los cuales satura tan completamente como pueden hacerlo las bases mas poderosas. El amoniaco procede siempre de las materias orgánicas, y por eso deberia reservarse su estudio y el de sus combinaciones para la última parte de esta obra, consagrada especialmente al estudio de las combinaciones extraidas de los séres organizados. Mas como las sales formadas por el amoniaco son enteramente análogas á las correspondientes de la potasa y sosa, y por otra parte se las emplea en los laboratorios con la misma frecuencia que las sales alcalinas, resultaria un inconveniente real de retardar su estudio; siendo esta última consideracion la que principalmente nos mueve á describirlas en este lugar.

§ 517. No se ha conseguido todavía preparar combinaciones del amoniaco con los cuerpos simples. Los metaloides, ó no ejercen accion sobre el amoniaco, ó le descomponen; el oxígeno, por ejemplo, no tiene accion en frio sobre el amoniaco, pero en caliente le descompone, combinándose con el hidrógeno para formar agua, y dejando azoe libre. El cloro y iodo descomponen el amoniaco, aun en frio; y hemos indicado (página 191, t. I) los productos de esta reaccion.

§ 518. El amoniaco se combina directamente con los hidrácidos anhidros. Un volúmen de este gas se combina con 1 volúmen de gas ácido clorhídrico, y da un compuesto cristalino blanco, que tiene por fórmula $AzH^3.HCl$. Igual combinacion resulta cuando se mezcla una disolucion de ácido clorhídrico con otra de amoniaco; aunque permanece disuelta en el líquido, pero se precipita por evaporacion de este en forma de cristales, que presentan la misma fórmula $AzH^3.HCl$.

§ 519. Combínase tambien con los oxácidos, y constituye verdaderas sales, que suelen ser completamente neutras á los reactivos coloreados. Saturando con el amoniaco una disolucion de ácido sulfúrico, se obtiene por evaporacion del líquido una sal de la fórmula $AzH^3.SO^3+HO$, que presenta la misma forma cristalina que el sulfato de potasa, $KO.SO^3$. La accion del calor no puede

privar esta sal de su equivalente de agua sin descomponerla. Igual circunstancia se presenta con todas las sales amoniacales formadas por los oxácidos; todas ellas contienen 1 equivalente de agua necesario á su constitucion, y hay fundamento para decir que no es el amoniaco AzH^3 el que hace de base con los oxácidos, sino el amoniaco combinado con 1 equivalente de agua. Por esta razon daremos siempre al amoniaco básico la fórmula $AzH^3.HO$.

Comparando el sulfato de amoniaco con el de potasa que le es isomorfo, se ve que el amoniaco hidratado, $AzH^3.HO$, hace el mismo oficio que la potasa KO. Atendiendo á esta correspondencia, algunos químicos escriben la fórmula del amoniaco hidratado $AzH^4.O$, es decir, consideran esta sustancia como el óxido de un radical particular AzH^4, al cual dan el nombre de *amonio*, y lo asimilan á un metal, al potasio por ejemplo. El clorhidrato de amoniaco, $AzH^3.HCl$, puede considerarse en este caso como un cloruro de amonio, $AzH^4.Cl$, correspondiente en un todo al cloruro de potasio, KCl.

§ 520. Sin embargo el gas amoniaco seco puede combinarse con los ácidos anhidros; aunque los compuestos que resultan no son verdaderas sales. Así el ácido sulfúrico anhidro absorbe gas amoniaco seco con mucha energía, pero se forma un compuesto $AzH^3.SO^3$, muy diferente del sulfato ordinario de amoniaco $(AzH^3.HO)SO^3$, y al cual han dado el nombre de *sulfamido*. En efecto, si se vierte en una disolucion de sulfato ordinario de amoniaco un exceso de cloruro de bario, se precipita inmediatamente todo el ácido sulfúrico en estado de sulfato de barita, como se verifica con todos los sulfatos formados por los oxácidos. Pero si se ejecuta lo mismo sobre una disolucion de sulfamido, solo se precipita una muy corta porcion del ácido sulfúrico, y no se logra precipitarlo en su totalidad sino haciendo hervir el líquido durante largo tiempo con un exceso de cloruro de bario.

Haciendo obrar gas amoniaco seco sobre el líquido clorosulfúrico SO^2Cl, cuya preparacion se ha explicado (§ 137), se obtiene un compuesto que, disuelto en el agua, se conduce como una mezcla de clorhidrato de amoniaco y sulfamido:

$$SO^2Cl + 2AzH^3 + HO = AzH^3.HCl + AzH^3.SO^3.$$

El clorhidrato de amoniaco presenta en esta disolucion las reacciones ordinarias de los cloruros metálicos; y así el nitrato de plata precipita completamente al cloro en estado de cloruro de plata, y el amoniaco puede precipitarse por el percloruro de platino, con el cual el clorhidrato de amoniaco forma un compuesto $(AzH^3.HCl + PtCl^2)$, muy poco soluble y correspondiente al cloruro doble de

platino y potasio, de que hemos hablado (§ 469). Por el contrario, el sulfato de amoniaco anhidro, $AzH^3.SO^3$, ó sulfamido, que existe en el mismo líquido, se conduce de muy diferente modo que el sulfato de amoniaco ordinario $(AzH^3.HO)SO^3$; pues no da precipitado, ni con las sales de barita, ni con el percloruro de platino.

Cuando se mezclan los gases amoniaco y sulfuroso secos, se combinan en volúmenes iguales, y se forma un compuesto cristalino amarillo. El equivalente del gas amoniaco se representa por 4 volúmenes, el del ácido sulfuroso por 2 volúmenes; y así 1 equivalente de amoniaco se habrá combinado con 2 de ácido sulfuroso, teniendo el compuesto por fórmula $AzH^3.2SO^2$. Esta sustancia se disuelve en el agua, pero pronto se descompone en sulfato y en hiposulfato de amoniaco, verificándose la descomposicion con mucha mas rapidez en presencia de ácidos ó de bases fuertes. Nada parecido nos ofrece el bisulfato de amoniaco, $(AzH^3.HO)2SO^2$.

Así pues, á la par con las sales amoniacales ordinarias tenemos una serie paralela de productos, que no difieren respectivamente de ellas sino en el equivalente de agua de constitucion, que contienen los últimos y no se encuentra en aquellas. Estos productos, á que se ha dado al nombre genérico de *amidos* *, se trasforman fácilmente en sales amoniacales ordinarias; y con frecuencia basta para ello hacerlas hervir algun tiempo con agua: el amido toma 1 equivalente de agua, y se trasforma en sal amoniacal ordinaria.

Clorhidrato de amoniaco.

§ 521. Hemos visto (página 191, t. I) que los gases clorhídrico y amoniaco se combinaban directamente, y formaban un compuesto sólido, el clorhidrato de amoniaco, $AzH^3.HCl$. Se obtiene la misma combinacion, mezclando las disoluciones de estos dos gases: la sal cristaliza cuando se evapora el líquido. El clorhidrato de amoniaco es el mas importante de todos los compuestos amoniacales, y se emplea exclusivamente en los laboratorios para preparar el amoniaco (§ 127); tiene ademas muchas aplicaciones en las artes, y se le da el nombre de *sal amoniaco*. Se disuelve en 2,7 de agua fria y en un peso igual al suyo de agua hirviendo. Una disolucion concentrada en caliente deberá precipitar por enfriamiento la mayor parte de la sal disuelta. Esta cristaliza en agujas largas, cuya forma no es fácil reconocer á la simple vista; pero con auxilio de una lente ó microscopio, se observa que estas agujas están formadas de una

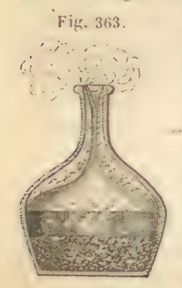
* El examido $AzH^3C^2O^3$ es la primera sustancia de este grupo de cuerpos en que se ha fijado la atencion de los químicos. Su descubrimiento es debido á M. Dumas.

porcion de pequeños octaedros regulares, adheridos unos á otros por sus ángulos. La forma elemental de la sal amoniaco pertenece, pues, al sistema cristalino regular, como la de los cloruros de potasio y sodio. Encontramos igualmente este mismo agrupamiento de cristales octaédricos en la sustancia que se forma por la combinacion directa entre los gases amoniaco y clorhídrico, así como en la sal amoniaco sublimada. Esta tendencia de los cristales á reunirse en filamentos prolongados da á la sal mucha elasticidad y cierta flexibilidad, siendo por esto muy difícil de reducirla á polvo fino.

El clorhidrato de amoniaco es soluble en el alcohol. Calentado hasta el rojo, se volatiliza sin fundirse. Para obtenerlo líquido es preciso calentarlo bajo una presion mayor que la de la atmósfera, por ejemplo, en un tubo cerrado á la lámpara. Su densidad es de 1,5 con corta diferencia.

§ 522. El clorhidrato de amoniaco se prepara en las fábricas por diversos procedimientos. Durante largo tiempo ha venido de Egipto toda la sal amoniaco que se empleaba en la industria. Los habitantes de estas regiones, donde la madera es muy rara, queman el excremento de camello; y le dan con este objeto la forma de adobes, que secan al sol. El hollin que se va depositando en las chimeneas donde arde este combustible, contiene mucha sal amoniaco, y lo recogen para venderlo á los fabricantes, los cuales no hacen mas que someterlo á una calcinacion en grandes redomas de vidrio (fig. 363). La sal amoniaco se volatitiza y condensa en la parte superior de estas vasijas, que se rompen despues para sacar la sal. Esta sale en forma de panes, y por lo regular con un color pardo, debido á los aceites empireumáticos que se desprenden al calcinarla.

Fig. 363.



En el dia la sal amoniaco se prepara en Europa, y se obtiene como producto accidental en muchas fabricaciones. Cuando se calcina la ulla para sacar el gas del alumbrado, se desprende mucho carbonato de amoniaco, que se condensa en el agua ó en una disolucion de ácido clorhídrico. Este mismo carbonato se obtiene tambien cuando se calcinan las materias animales para la preparacion del carbon azoado, que se emplea en la fabricacion del cianuro de potasio. Esta calcinacion se ejecuta en grandes cilindros de palastro, que comunican con una serie de toneles por donde pasan los gases ántes de salir á la atmósfera. En estos toneles se condensan productos empireumáticos y gran cantidad de carbonato de amoniaco. Despues de esta primera operacion, se saca el carbon y se introduce nueva

cantidad de materia. Se trasiegan de cuando en cuando los líquidos amoniacales, con ayuda de llaves adaptadas á la parte inferior de los toneles, á grandes recipientes donde se dejan en reposo; las materias bituminosas que se reúnen en la superficie, se sacan con cazos. En la parte superior de los toneles se forman tambien costras de carbonato de amoniaco, que las disuelven en las aguas amoniacales, ó bien las purifican inmediatamente por sublimacion, para obtener el carbonato de amoniaco sólido. Se saturan los líquidos amoniacales con ácido clorhídrico, y se evaporan en seguida; con lo cual se depositan cristales impuros de sal amoniaco. Para purificarlos, se calientan en un horno hasta una temperatura próxima á la que determina la volatilizacion de la sal: la sustancia orgánica que causaba su impureza se destruye. Tratando la materia por el agua, la sal amoniaco se disuelve, y queda un residuo carbonoso. Haciendo hervir la disolucion con carbon animal para acabar de descolorarla, se obtienen por evaporacion cristales perfectamente blancos. Mas para que la sal sea admitida en el comercio, es menester sublimarla, á fin de darle el aspecto con que se acostumbra verla desde hace mucho tiempo. Esta sublimacion se ejecuta en grandes botellas de barro que se calientan en hornos de galera. Se llenan hasta los tres cuartos de su capacidad, y se aplica el fuego por el fondo hasta que la sal se sublime. Debe tenerse sumo cuidado de que no se obstruya el cuello de las botellas, porque podria resultar una explosion. Para asegurarse de ello se introduce por la abertura una varilla de hierro, con la cual puede agujerearse la costra de la materia sublimada, ántes que el cuello se haya obstruido completamente. Se rompen en seguida las botellas para sacar los panes de sal amoniaco sublimada.

Se prepara tambien cierta cantidad de clorhidrato de amoniaco con el carbonato de amoniaco que contienen los orines, cuando se hallan en estado de putrefaccion. Se destilan estos en alambiques, hasta sacar una tercera parte del líquido. Este primer tercio contiene todo el carbonato de amoniaco; se le satura por el ácido clorhídrico y se hace cristalizar. El clorhidrato de amoniaco que resulta se purifica en seguida por sublimacion. Frecuentemente se principia por preparar sulfato de amoniaco, trasformándolo despues en clorhidrato. Se filtran las aguas amoniacales que provienen de la destilacion, por una capa gruesa de yeso, con lo cual se produce doble descomposicion: se forma carbonato de cal insoluble y sulfato de amoniaco que queda disuelto. Se concentra el líquido, y despues se le añade sal marina en cantidad suficiente para trasformar el sulfato de amoniaco en clorhidrato; se evapora completamente hasta

sequedad, y se somete á la sublimacion el residuo desecado. El clorhidrato de amoniaco se sublima, y el sulfato de sosa queda en el fondo del vaso. Otras veces se evapora rápidamente la disolucion de las dos sales, á la temperatura de ebullicion, el sulfato de sosa cristaliza entónces: se le va separando con un rastro, y, cuando se ha sacado la mayor parte, se deja enfriar el líquido. La solubilidad del sulfato de sosa disuelto aumenta conforme va bajando la temperatura, desde la correspondiente á su punto de ebullicion hasta los 33°, de suerte que no se deposita por enfriamiento del líquido; al paso que, como la solubilidad de la sal amoniaco disminuye rápidamente con la temperatura, gran parte de esta sal cristaliza. Se recogen los cristales, se desecan despues de bien escurridos, y se purifican por sublimacion.

Amoniaco y ácido sulfhídrico.

§ 523. Los gases amoniaco y ácido sulfhídrico se combinan en volúmenes iguales y dan un compuesto amarillo muy volátil. El equivalente del gas amoniaco es de 4 volúmenes, el del gas ácido sulfhídrico de 2 volúmenes, de modo que el compuesto será un bihidrosulfato de la fórmula $AzH^3.2HS$. Sin embargo, la combinacion directa de los dos gases puede dar un hidrosulfato simple, $AzH^3.HS$; siendo menester para ello emplear un grande exceso de amoniaco y enfriar mucho el vaso. Esta combinacion se deshace, y suelta la mitad de su amoniaco cuando se eleva la temperatura.

Se obtienen hidrosulfatos de amoniaco con diferentes grados de sulfuracion, destilando la sal amoniaco con diversos sulfuros alcalinos, ó con mezclas de cal viva y azufre: se condensa un producto líquido muy fétido, que da humos al aire, y se conocia antiguamente con el nombre de *licor fumante de Boyle.*

El bihidrosulfato de amoniaco en disolucion se emplea á menudo como reactivo, y se prepara haciendo pasar una corriente de gas ácido sulfhídrico por una disolucion amoniacal, hasta que esta se haya saturado.

El hidrosulfato de amoniaco simple $AzH^3.HS$ hace papel de sulfobase con los sulfuros electronegativos, y forma numerosas sulfosales. Se combina con el sulfuro de carbono, los sulfuros de arsénico, el sulfuro de antimonio, etc. Cuando se ponen en digestion estos últimos sulfácidos con el bihidrosulfato de amoniaco $AzH^3.2HS$, desalojan la mitad del ácido sulfhídrico, y se forman sulfosales:

$$(AzH^3.HS)CS^2, (AzH^3.HS)AsS^3, (AzH^3.HS)AsS^5, (AzH^3.HS)Sb^2S^3, \text{ etc.}$$

Sulfato de amoniaco.

§ 524. Se obtiene el sulfato neutro de amoniaco $(AzH^3.HO)SO^3$, saturando una disolucion de amoniaco por el ácido sulfúrico. En las fábricas saturan por este ácido la disolucion amoniacal impura que resulta de la destilacion de las materias animales, y con frecuencia la descomponen por el sulfato de cal. Se hace cristalizar la sal por evaporacion, y se purifica calentándola de modo que se descompongan las materias orgánicas que la hacen impura. Se la disuelve nuevamente, y se somete á segunda cristalizacion. El sulfato de amoniaco $(AzH^3.HO)SO^3$, no contiene agua de cristalizacion, y es isomorfo con el sulfato de potasa, $KO.SO^3$. Se disuelve en dos partes de agua fria, y en una solamente de agua hirviendo. Esta sal se descompone por el calor : se desprende agua, azoe, y se sublima sulfito de amoniaco, $(AzH^3.HO)SO^2$.

Agregando ácido sulfúrico al sulfato precedente, se obtiene un bisulfato de amoniaco, que puede cristalizar, y cuya fórmula es

$$3[(AzH^3.HO)\,SO^3+HO.SO^3]+HO.$$

Nitrato de amoniaco.

§ 525. Esta sal se obtiene saturando por el ácido nítrico una disolucion de amoniaco ó de carbonato de amoniaco. Evaporada esta y abandonada al enfriamiento, da cristales de nitrato de amoniaco que tienen por fórmula $(AzH^3.HO)AzO^5+HO$. Estos cristales se funden á una temperatura poco elevada; y continuando la accion del calor, se descomponen en agua y en protóxido de azoe (§ 114). El nitrato de amoniaco deflagra sobre las ascuas, produciendo una llama rojiza, que es debida á la combustion del gas hidrógeno por el oxígeno del ácido nítrico. Esta propiedad ha sido causa de haberle dado el nombre de *nitrum flamans*.

Fosfatos de amoniaco.

§ 526. El amoniaco forma muchas combinaciones con el ácido fosfórico, y la mas importante es la que corresponde al fosfato de sosa ordinario $(2NaO+HO)PhO^5$. Se la obtiene, descomponiendo el bifosfato de cal por una disolucion de carbonato de amoniaco; el líquido debe presentar débilmente reaccion alcalina. Evaporándolo, deposita cristales que tienen por fórmula $[2(AzH^3.HO)+HO]PhO^5$.

Añadiendo á la disolucion de esta sal una cantidad de ácido fos-

fórico igual á la ya que contiene, y evaporando, resulta una nueva sal de la fórmula $(AzH^3.HO+2HO)PhO^5$.

Cuando se someten los fosfatos de amoniaco á la accion del calor, se desprende la mayor parte de su amoniaco, y queda ácido fosfórico vítreo, el cual retiene siempre cierta cantidad de amoniaco.

Carbonatos de amoniaco.

§ 527. El amoniaco y el ácido carbónico se combinan en muchas proporciones, pero sus combinaciones son muy poco estables, y se trasforman fácilmente unas en otras. Los dos gases secos se combinan en la relacion de 2 volúmenes de gas amoniaco y 1 volúmen de gas ácido carbónico, con tal que no haya exceso de amoniaco en la mezcla gaseosa. Estas proporciones corresponden á la fórmula $AzH^3.CO^2$. La materia se disuelve fácilmente en el agua, y presenta los caractéres de los carbonatos; por manera que el compuesto $AzH^3.CO^2$ adquiere, al disolverse en el agua, el equivalente de agua que necesita para trasformarse en carbonato de amoniaco $(AzH^3.HO)CO^2$.

Cuando se destilan materias animales se forma mucho carbonato de amoniaco, aunque de composicion variable, por resultar ordinariamente de la mezcla de muchos carbonatos con diferentes grados de saturacion. Para purificar este carbonato basta destilarlo junto con carbon animal; el carbonato que se sublima es perfectamente blanco. La fórmula $2(AzH^3.HO)3CO^2$ representa la composicion mas frecuente de este carbonato. Cuando se le deja expuesto al aire, desprende amoniaco, y queda bicarbonato de amoniaco $(AzH^3.HO)CO^2+HO.CO^2$. La disolucion de esta sal en el agua acaba tambien por convertirse en bicarbonato cuando queda mucho tiempo expuesta al aire.

Por el contrario, el bicarbonato de amoniaco en disolucion, tratado por el calor, suelta mas ácido carbónico que amoniaco, y tiende á trasformarse en carbonato neutro. Por una ebullicion continuada se desprende completamente el carbonato de amoniaco.

Se obtiene bicarbonato de amoniaco, haciendo pasar por la disolucion de amoniaco una corriente de gas ácido carbónico, hasta que este deje de disolverse. Si se emplea una disolucion amoniacal muy concentrada, parte del bicarbonato de amoniaco se precipita en forma de cristales.

Accion del potasio y sodio sobre el amoniaco.

§ 528. Cuando se calienta el potasio ó sodio en medio del gas amoniaco, se forma un cuerpo cristalino, de un color verde aceituna, que se funde hácia los 100°, y al mismo tiempo se desprende un volúmen de gas hidrógeno, igual al que produciria el metal si se hallara en contacto del agua. Este cuerpo verde se descompone por el calor; se desprende amoniaco y una mezcla de gas hidrógeno y azoe, en las proporciones que guardan estos dos gases para constituir el amoniaco, quedando por residuo un cuerpo fijo con la apariencia del grafito.

Tratado por el agua el compuesto verde, da potasa y amoniaco. Nada se sabe de positivo relativamente á la composicion de estos cuerpos, pero pueden darse explicaciones muy satisfactorias sobre las anteriores reacciones, admitiendo que el cuerpo parecido al grafito tenga la fórmula AzK^3, y el compuesto verde la AzK^3+2AzH^3.

Accion de la pila sobre el amoniaco en disolucion.

§ 529. Cuando se vierte en una copa un poco de mercurio, en el cual se sumerja el polo negativo de la pila y se echa por encima una disolucion concentrada de amoniaco, en que se introduzca el polo positivo, de modo que el hilo de platino en que este termina quede á la distancia de unos 2 milímetros de la superficie del mercurio, se observa al punto, que se desprenden burbujas de gas del polo negativo, y que, pasado algun tiempo, se verifica lo propio en el polo positivo. Ademas, el mercurio pierde su fluidez, y su volúmen aumenta considerablemente, conservando no obstante su aspecto metálico.

Obtiénese el mismo compuesto metálico, disolviendo en el mercurio cierta cantidad de potasio ó sodio, y vertiendo sobre la amalgama una disolucion concentrada de clorhidrato de amoniaco. Si se ejecuta este experimento en un tubo de vidrio, llenándole de amalgama hasta la tercera parte nada mas de su capacidad, la materia se hincha y acaba por salirse del tubo.

Este compuesto notable, cuyo estudio es todavía muy incompleto, es poco estable, pues se descompone en contacto del agua pura con desprendimiento de calor. La proporcion de materia combinada con el mercurio es sumamente corta, pues apénas forma $\frac{1}{2000}$ de la masa total. Cuando se descompone esta amalgama, se desprende una mezcla de 2 volúmenes de amoniaco y 1 volúmen de hidrógeno;

lo cual hace presumir que en combinacion con el mercurio existe un compuesto AzH^4, que presenta la composicion del amonio de que ántes hemos hablado. Este hecho es en efecto el que se invoca para demostrar la existencia de un compuesto AzH^4 que se porte como un verdadero metal, análogo al potasio; pues los metales son los únicos cuerpos que se combinan con el mercurio, sin hacerle perder su aspecto metálico.

Caractéres distintivos de las sales amoniacales.

§ 530. Las sales amoniacales se distinguen de todas las metálicas, á excepcion de las alcalinas, en que no precipitan por los carbonatos alcalinos.

Calentadas con un hidrato alcalino, ó con hidrato de cal, desprenden gas amoniaco, fácil de reconocer en su olor característico. Cuando la sal amoniacal existe en cortísima cantidad, y la proporcion de gas amoniaco que se desprende es tan sumamente ténue que deje de ser sensible por su olor, puede todavía reconocerse la presencia de este gas, aproximando á la abertura del tubo en que se calienta la materia con el hidrato alcalino, una varilla de vidrio mojada con ácido clorhídrico; pues se forma un vapor blanco y espeso al rededor de la varilla, aun cuando el amoniaco se desprenda en cantidad inapreciable al olfato.

Echando en la disolucion de una sal amoniacal otra disolucion de percloruro de platino, se forma un precipitado cristalino amarillo, semejante al que producen las sales de potasa con el mismo reactivo. Pero es fácil distinguir estos dos precipitados : el producido por la sal amoniacal desprende amoniaco, cuando se le calienta mezclado con un hidrato alcalino. Ademas, si se calcinan separadamente hasta el calor rojo, en un crisol de platino, se observa que el cloruro doble de platino y potasio se convierte en cloruro de potasio y en platino metálico, y tratando la materia por el agua, se separa el cloruro de potasio; al paso que el cloruro doble amoniacal se descompone en platino metálico y en clorhidrato de amoniaco, que se volatiliza en forma de un humo blanco. De suerte que tratando el residuo por el agua, esta ya no disuelve cloruro.

MODO DE DETERMINAR LA PROPORCION DE UN ÁLCALI Y DEL AMONIACO.

§ 531. El mejor medio para determinar la cantidad de potasa, sosa ó litina, cuando una de ellas se encuentre aislada en un

líquido, consiste en trasformar la base en sulfato, y en pesar el sulfato alcalino despues de calcinado. Mas es preciso para esto haber precipitado de antemano todas las demas bases, y que no exista en el líquido otro ácido mas fijo que el ácido sulfúrico. Se evapora entónces la disolucion en una cápsula de platino, se agrega al líquido un ligero exceso de ácido sulfúrico, y se sigue evaporando hasta sequedad. El residuo, calcinado hasta el rojo, se compone de sulfato neutro alcalino, que se pesa.

Si en el líquido existieran ácidos menos volátiles que el ácido sulfúrico, seria menester precipitarlos con antelacion. Si el ácido menos volátil fuese el silícico, bastaria evaporar hasta sequedad la disolucion saturada en exceso por el ácido sulfúrico, y tratar el residuo por el agua, en la cual quedaria el ácido silícico como residuo insoluble. Si el líquido encerrase ácido fosfórico ó bórico, se echaria en él una disolucion de barita, hasta comunicarle reaccion alcalina fuerte, y de este modo se precipitaria fosfato ó borato de barita: en seguida se separaria el exceso de barita por medio del ácido sulfúrico.

Se averigua algunas veces la proporcion de un álcali, reduciéndole al estado de cloruro; pero es necesario que la disolucion no contenga mas que ácido clorhídrico ú otros ácidos que este último pueda desalojar ó descomponer fácilmente. Se evapora hasta sequedad y se calcina el residuo. Este método no es sin embargo tan exacto como el de los sulfatos, porque los cloruros alcalinos son sensiblemente volátiles al calor rojo.

Suele determinarse la cantidad de amoniaco por la de gas azoe que produce la sustancia amoniacal, cuando se la descompone por el cobre metálico. Se procede en este caso del mismo modo que para determinar el azoe de los nitratos (§ 113). Por lo regular se descompone la sal amoniacal por medio de la cal, ó por una mezcla de cal y sosa, que se obtiene formando una pasta bien batida con cal viva y una disolucion concentrada de potasa cáustica, y desecando la materia en un crisol. Para efectuar la descomposicion de la sal amoniacal, se introduce esta en un tubo de vidrio *abc*, terminado en punta cerrada, y se recoge el gas amoniaco en el ácido clorhídrico concentrado. Es muy esencial practicar dentro del tubo la mezcla de la sal de amoniaco con la cal, pues si se hiciese fuera se desprenderia, aun en frio, un poco de gas amoniaco, lo cual ocasionaria un error en el resultado. La figura 364 repre-

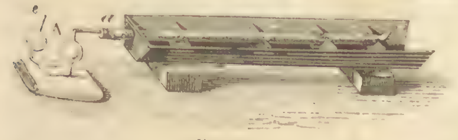


Fig. 364.

senta el aparato que se emplea para esta operacion. Se introduce un poco de cal en el fondo del tubo *abc*, se echa sobre esta la sal amoniacal, pesada con exactitud, y se acaba de llenar el tubo con cal. A la extremidad *a* se adapta un tubo con bolas A, que contenga una corta cantidad de ácido clorhídrico concentrado. Dispuesto el tubo *abc* sobre un hornillo largo de palastro, se le calienta sucesivamente en toda su longitud: la sal amoniacal es descompuesta por la cal, el amoniaco se desprende y se disuelve en el ácido clorhídrico. Cuando la descomposicion es completa, se rompe la punta *c*, y se aspira por la extremidad e del aparato A, para hacer que pase, y se disuelva en el ácido, el amoniaco que quedaba en el tubo. Se echa la disolucion ácida en una cápsula de porcelana, y se lava repetidas veces el aparato A con agua destilada, que se va incorporàndo al líquido de la cápsula. Se vierte en este un exceso de bicloruro de platino en disolucion; se evapora á un calor suave, y se trata el residuo por una mezcla de alcohol y éter, la cual disuelve el exceso de bicloruro de platino y deja al cloruro doble de platino y amoniaco en forma de un precipitado cristalino. Se lava este con la mezcla de alcohol y éter, y se pesa despues de secarlo convenientemente. 1 gramo de cloruro de platino amoniacal contiene 0,0771 de amoniaco. Daremos mas pormenores sobre este asunto en la cuarta parte de nuestro curso.

DETERMINACION DE LAS PROPORCIONES DE POTASA Y SOSA QUE SE ENCUENTRAN EN UNA MEZCLA DE SALES FORMADAS POR LA COMBINACION DE CADA UNA DE ESTAS BASES CON UN MISMO ÁCIDO.

§ 532. Es muy frecuente encontrar las sales de potasa y sosa mezcladas entre sí, y conviene saber determinar en qué proporciones entran estas dos bases para formar la mezcla; pues no solo en muchas investigaciones que diariamente se ofrecen en nuestros laboratorios, sino tambien en las operaciones comerciales, hay necesidad de resolver esta cuestion.

Supongamos que las dos bases se hallen en estado de sulfatos; podrá determinarse su proporcion por el análisis siguiente. Se calcina la mezcla hasta fundirla, en un crisol de platino; con lo cual se está seguro de que los sulfatos son neutros y se hallan privados de agua. Se pesa exactamente cierto peso P de mezcla, que se disuelve en el agua; y despues se precipita el ácido sulfúrico por el cloruro de bario. Del peso de sulfato de barita obtenido, se deduce el peso *p* de ácido sulfúrico que estaba combinado con las dos bases. Este solo dato basta para calcular las proporciones de los dos sul-

fatos. En efecto, sea x el peso del sulfato de potasa, $(P-x)$ será el del sulfato de sosa. Pero un peso x de sulfato de potasa contiene $x.\frac{500,0}{1090,0}$ de ácido sulfúrico, un peso $(P-x)$ de sulfato de sosa encierra $(P-x)\,\frac{500.0}{887,2}$ de ácido sulfúrico. Luego el ácido sulfúrico total combinado con las dos bases, se hallará representado por

$$x.\frac{500,0}{1090,0}+(P-x)\,\frac{500,0}{887,2};$$

mas como la experiencia nos ha dado para este peso el valor p, se tendrá

$$x.\frac{500,0}{1090,0}+(P-x)\,\frac{500,0}{887,2}=p,$$

$$\text{ó } x.\frac{1}{2,180}+(P-x)\,\frac{1}{1,774}=p,$$

$$\text{de donde } x=\frac{P\times 2,180-p\times 3.867}{0,406}.$$

En vez de pesar el precipitado de sulfato de barita que da la disolucion de la mezcla salina, tratada por un exceso de cloruro de bario, puede determinarse el volúmen que es menester emplear de una disolucion que contenga una dósis conocida de cloruro de bario, para precipitar exactamente el ácido sulfúrico de los sulfatos sometidos al análisis. Con este objeto se prepara una disolucion de cloruro de bario tal, que un volúmen de 50 centímetros cúbicos precipite exactamente 5 gramos de ácido sulfúrico real. Es claro que el número de centímetros cúbicos de líquido empleado para producir la precipitacion completa, representará el de decígramos de ácido sulfúrico que existian en la disolucion sometida al ensayo. La disolucion normal de cloruro de bario, se vierte con una bureta (fig. 330, página 126).

El principal inconveniente de este procedimiento dimana de que el sulfato de barita no se deposita rápidamente en los líquidos frios, y se hace preciso de cuando en cuando filtrar un poco de la disolucion, para asegurarse de si queda aun ácido sulfúrico por precipitar.

§ 533. Un procedimiento análogo puede servir para determinar las proporciones respectivas de los cloruros de sodio y potasio mezclados. Se disuelve en agua un peso conocido de la mezcla, y se precipita el cloro por el nitrato de plata. Se calcula el peso de cloro combinado con las dos bases, por el del cloruro de plata obtenido, y se determinan las proporciones de los dos cloruros por un cálculo semejante al que acabamos de describir refiriéndonos á los sulfatos.

Podemos tambien valernos de una disolucion normal de nitrato de plata, y medir el volúmen necesario para precipitar exactamente el cloro contenido en un peso determinado de materia.

Estos medios de análisis son susceptibles de mucha exactitud, cuando las dos bases tienen equivalentes muy distintos, y entran en la mezcla en proporciones aproximadamente iguales. Pero el resultado seria muy incierto si los valores numéricos de estos equivalentes difirieran notablemente entre sí, ó si la cantidad de una de las bases superase mucho á la de la otra.

§ 534. Cuando los dos metales alcalinos se encuentran en el estado de cloruros, se disuelve un peso conocido de la mezcla en un poco de agua, y se vierte una disolucion concentrada de percloruro de platino, hasta que el líquido tome un color amarillo muy marcado. El cloruro de potasio se precipita en estado de cloruro doble de platino y potasio, y aun cuando una pequeña parte de este cloruro doble quede en el líquido, se consigue separarlo completamente, evaporando hasta sequedad y tratando el residuo por el alcohol; el cual disuelve al cloruro doble de platino y sodio, y deja en su totalidad al de platino y potasio. Recogido el precipitado sobre un filtro, se lava con alcohol, y se pesa despues de seco. Siendo conocida la composicion del cloruro doble, se deducirá inmediatamente la cantidad de cloruro de potasio que contiene.

Los dos procedimientos que acabamos de describir son los que sirven ordinariamente en las investigaciones científicas, para determinar las proporciones de potasa y sosa contenidas en una mezcla; pero piden mucha delicadeza en su ejecucion para poderlos aplicar á las necesidades de la industria. Indicaremos algunos métodos prácticos, que en casos especiales pueden hacer gran servicio á los fabricantes.

§ 535. Emplean en las salitrerías el cloruro de potasio, y compran el que corre en el comercio, que siempre está mezclado con cloruro de sodio, producto que no tiene valor para el salitrero. Conviene, pues, determinar las proporciones de los dos cloruros por un método sencillo y expedito, que ofrezca la suficiente exactitud en las transacciones comerciales.

Este método se funda en el enfriamiento desigual que producen los cloruros de potasio y sodio cuando se disuelven en el agua. Hemos visto (§ 379) que 50 gr. de cloruro de potasio producen, disolviéndose en 200 gr. de agua, una baja de temperatura de 11°,4, miéntras 50 gr. de cloruro de sodio solo ocasionan una baja de 1°,9. Se echan 50 gr. de mezcla en un bocal que contenga 200 centímetros cúbicos de agua, á la temperatura ambiente. Esta se determina

con toda exactitud por medio de un termómetro muy sensible sumergido en el líquido. Se agita este con el mismo termómetro á fin de acelerar la disolucion de la materia, y tan luego como esta se haya disuelto totalmente se observa la nueva temperatura. Supongamos que el termómetro indique una baja de temperatura de t^o, producida en el acto mismo de la disolucion. Con este solo dato podrá calcularse la proporcion de los dos cloruros, siempre que no exista otra sal en la mezcla. En efecto, sea x el número de gramos de cloruro de potasio que encierran los 50 gr. de la mezcla; la baja de temperatura, representada por θ, que producirán los x gramos de cloruro de potasio, al disolverse en 200 centímetros cúbicos de agua, será dada por la proporcion:

$$50 : 11,4 :: x : \theta, \text{ de donde } \theta = \frac{11,4}{50} \cdot x.$$

Del mismo modo la baja de temperatura θ' producida por la disolucion de $(50 - x)$ gr. de cloruro de sodio, al disolverse en los 200 centímetros cúbicos de agua, resultará de la proporcion:

$$50 : 1,9 :: 50 - x : \theta', \text{ de donde } \theta' = \frac{1.9}{50}(50 - x).$$

De consiguiente el enfriamiento total producido por los 50 gr. de mezcla será expresado por

$$\frac{11,4}{50} \cdot x + \frac{1,9}{50}(50 - x).$$

Y como la baja de temperatura observada es t, se tendrá:

$$\frac{11,4}{50} \cdot x + \frac{1.9}{50}(50 - x) = t.$$

$$\text{de donde } x = \frac{50\,(t - 1,9)}{9,5}.$$

§ 536. Cuando las dos sales se encuentran en estado de sulfatos, pueden determinarse con bastante exactitud sus proporciones respectivas, por un procedimiento fundado en el aumento de densidad que adquiere una disolucion saturada de sulfato de potasa puro, cuando se disuelve en ella sulfato de sosa. Este aumento es por otra parte tanto mas sensible, cuanto que la presencia del sulfato de sosa da mucha mayor solubilidad al sulfato de potasa.

Tomemos siempre 50 gr. de una mezcla, en proporciones conocidas, de sulfato de sosa y sulfato de potasa, y tratémosla por 300 centímetros cúbicos de una disolucion de sulfato de potasa, saturada á una temperatura constante de 20°. Esta cantidad de agua basta para disolver el sulfato de sosa de la mezcla, aun en el caso de

que esta última fuera formada casi en su totalidad por dicha sal. Si no quedase residuo, lo cual no se verificará sino respecto de las mezclas muy pobres de sulfato de potasa, se añadiria un exceso de esta última sal, á fin de que el líquido se encuentre siempre saturado de ella. Introduzcamos en este un areómetro; es claro que podremos graduar este instrumento de modo que sus grados marquen precisamente las centésimas partes de sosa que se hallan en la mezcla. Así, cuando el areómetro se sumerja en la disolucion de sulfato de potasa puro, se marcará 0° en el punto que enrasa con el nivel del líquido; y cuando se introduzca en una disolucion que se obtenga haciendo digerir una mezcla de 50 gr. de sulfato de sosa seco y de un exceso de sulfato de potasa, en una disolucion saturada de sulfato de potasa á 20°, se marcará en el punto de coincidencia con el nivel del líquido, un número de grados que exprese el de centésimas de sosa existentes en el sulfato de sosa seco.

Por último, se determinarán del mismo modo algunos puntos intermedios de la escala. Un instrumento graduado así se llama *natrómetro*, y puede servir para determinar la proporcion de sosa contenida en cualquier mezcla salina que solo encierre potasa y sosa, siempre que las dos bases estén combinadas con un ácido que pueda ser desalojado fácilmente por el sulfúrico. Para el efecto, se colocan 50 gr. de mezcla en una cápsula de porcelana, se descomponen por el ácido sulfúrico, y se evapora hasta sequedad para expulsar los otros ácidos volátiles. Se trata el residuo con un poco de agua caliente, y se satura el exceso de ácido por el carbonato de potasa. Se deja enfriar la disolucion hasta que tome la temperatura de 20°, con lo cual suele separarse mucho sulfato de potasa. Se filtra, recibiendo el líquido en una probeta sobre la cual se ha marcado una señal correspondiente á un volúmen de 300 centímetros cúbicos. Se lava el precipitado de sulfato de potasa con una disolucion saturada de esta sal á 20°, hasta que el nivel del líquido enrase con la señal marcada anteriormente en la probeta; se sumerge entónces el natrómetro, y se anota el número de grados que indica. Este número es igual al de centésimas de sosa contenidas en la mezcla.

En el procedimiento que acabamos de describir es necesario operar siempre á la misma temperatura, pero puede graduarse el instrumento de modo que sirva para determinar la proporcion de sosa á cualquier temperatura. Se trazan sobre la varilla del areómetro dos escalas: la primera indica, para cada grado del termómetro centígrado, los puntos a que se detiene el nivel de una disolucion saturada de sulfato de potasa puro, y la llamaremos *escala*

de temperaturas; las divisiones de la segunda representan centésimas de sosa : esta será la *escala sódica*. Los ceros de ambas coinciden, de suerte que si se opera á 0°, la cantidad de sosa quedará determinada directamente sobre la escala sódica. Pero si la temperatura fuese de 25°, y se sumerge el instrumento en una disolucion de sulfato de potasa puro, saturado á esta temperatura, indicará 8 centésimas de sosa. En este punto, pues, deberá ponerse el cero y principiar la escala sódica, para dicha temperatura.

La experiencia demuestra que las divisiones de la escala sódica van siendo menores, segun correspondan á mayor proporcion de sosa; miéntras las de la escala de temperaturas, que marcan densidades de la disolucion de sulfato de potasa saturada á diversas temperaturas, son sensiblemente iguales. Cuando se haga el ensayo con el natrómetro, á una temperatura t, será preciso anotar el punto m á que se detiene el nivel sobre la escala de temperaturas, restar del número m, el t, que representa la temperatura del líquido, y buscar sobre la escala sódica el número n de divisiones que corresponden á las $(m—t)$, tomadas sobre la escala de temperaturas. Este número expresará las centésimas de sosa, con la precision suficiente para los ensayos del comercio.

II. METALES ALCALINO-TERROSOS.

BARIO.

Equivalente = 858,0.

§ 537. Puede obtenerse el bario *, descomponiendo su protóxido por medio de la pila. Se pone mercurio en una cápsula de platino que comunique con el polo negativo de una pila, se echa por encima una disolucion de barita que contenga algunos cristales de barita hidratada, y se sumerge en esta pasta el polo positivo de la pila. La barita y el agua se descomponen simultáneamente: el bario que va quedando libre se combina con el mercurio, que no tarda en perder su fluidez. Cuando este metal se carga de una cantidad algo notable de bario, se le separa y seca rápidamente, despues se destila en una retorta de vidrio por la cual se hace pasar una corriente de azoe ó hidrógeno, para evitar toda accion oxidante. El mercurio se volatiliza, y el bario queda solo, en forma de un glóbulo metálico, si se ha activado la accion del calor hasta el rojo; pero no conviene aumentar hasta este grado la temperatura, porque el bario atacaria fuertemente al vidrio.

Se consigue tambien aislar el bario, descomponiendo por medio del vapor de potasio y al calor rojo la barita anhidra. Se toma para esto un tubo de hierro, abierto en sus dos extremos; se coloca en su interior, y hácia el medio de su longitud, una navecilla de platino, que contenga la barita anhidra, y á cierta distancia de una de sus extremidades se ponen algunos fragmentos de potasio. Se hace llegar por esta misma extremidad una corriente de gas hidrógeno, y se calienta hasta el rojo la porcion del tubo que contiene la barita: el calor se comunica pronto al potasio, que se reduce á vapor y descompone la barita; se forma óxido de potasio y el bario queda libre. Se deja enfriar el tubo, manteniendo siempre la corriente de gas hidrógeno: se saca la navecilla de platino, y se trata la materia por el mercurio, que disuelve al bario. Destilando la amalgama en medio de una corriente de gas hidrógeno, se obtiene por residuo bario metálico.

Este metal presenta el color y brillo de la plata, y posee cierta maleabilidad. Se funde al calor rojo, pero no es bastante volátil para

* La barita fue descubierta por Scheele el año de 1774. Davy aisló el bario en 1807 descomponiendo este óxido por la pila, y obtuvo del mismo modo el estroncio y calcio.

destilar. Es mas denso que el ácido sulfúrico concentrado, pues echando un glóbulo de bario en este líquido, se precipita al fondo.

El bario es un metal muy ávido de oxígeno; se oxida con prontitud al aire, y descompone instantáneamente el agua, en frio.

Las combinaciones del bario se distinguen por su gran densidad, de todos los compuestos que forman los demas metales de nuestra primera clase. Esta propiedad ha motivado el nombre de bario (de βαρύς, pesado).

COMBINACIONES DEL BARIO CON EL OXÍGENO.

§ 538. Dos son las combinaciones que el bario forma con el oxígeno: el protóxido BaO ó *barita*, y el bióxido BaO^2.

Protóxido de bario ó barita. — La naturaleza nos presenta dos sales insolubles de barita: el carbonato y el sulfato; y las dos pueden servir para preparar la barita. Calcinado el carbonato á un fuego fuerte de forja, pierde todo su ácido carbónico y deja barita por residuo. Si de antemano se mezcla el carbonato de barita con carbon, podrá ser mucho menos activa la accion del calor, pues se efectúa mas fácilmente la reduccion del carbonato, auxiliada como lo es por el carbono, que tiende á quitar parte del oxígeno al ácido carbónico. Se desprende óxido de carbono, y la barita queda mezclada con carbon; lo cual no presenta inconveniente alguno cuando se tenga que disolver esta base en el agua.


Fig. 365.

El método que de ordinario se emplea para obtener la barita es el siguiente: se disuelve el carbonato en el ácido nítrico y se evapora el líquido, resultando de aqui nitrato de barita cristalizado y anhidro. Se introduce esta sal en una retorta de porcelana (fig. 365), cuya abertura se cierra con un tapon agujereado. Dispuesta la retorta en un hornillo de reverbero, se calienta gradualmente hasta que no se desprenda gas: la barita queda en forma de una masa porosa, de un blanco gris, y como si hubiera experimentado la fusion; pero no es ella realmente lo que se ha fundido, porque es infusible á la temperatura de nuestros hornos, sino el nitrato de barita, que lo ha verificado bajo la

primera impresion del calor, y ha ido perdiendo su fluidez conforme adelantaba su descomposicion, reduciendo á pasta la materia, que ha quedado á lo último entumecida y esponjosa por las burbujas de gas que la atravesaban. La barita anhidra no se funde sino á las temperaturas mas elevadas que hasta el dia pueden obtenerse, como las que produce el soplete de gas oxígeno é hidrógeno.

§ 539. Para preparar la barita valiéndose del sulfato natural, se principia por trasformarlo en sulfuro, calcinándole con carbon. Para esto se mezcla el sulfato en polvo fino con $\frac{1}{10}$ de su peso de carbon, se echa aceite hasta formar una pasta consistente, que introducida en un crisol de arcilla, se somete á la accion del calor rojo. El aceite que se incorpora á la mezcla no tiene mas objeto que el de aumentar los puntos de contacto entre las partecillas del sulfato y las del carbon; y en efecto este líquido, que penetra toda la masa, se descompone por el calor y deja un residuo de carbon mezclado íntimamente con la materia.

En vez de carbon y aceite pueden tambien servir materias orgánicas, como azucar, almidon, resina, las cuales dejan un residuo abundante de carbon cuando se descomponen por el calor, y ademas se funden ántes de descomponerse. Calcinada la materia, se la trata por el agua hirviendo, que disuelve al sulfuro de bario. Se filtra, y en el líquido filtrado se vierte ácido nítrico en pequeñas porciones: el sulfuro de bario se trasforma en nitrato de barita con desprendimiento de ácido sulfhídrico; y no hay mas que evaporar el líquido para obtener esta sal, que da por calcinacion la barita cáustica y anhidra, cuya densidad es próximamente 4 veces mayor que la del agua.

§ 540. La barita tiene grande afinidad con el agua: cuando se vierte un poco de agua sobre un pedazo de barita, hay elevacion de temperatura, y parte del agua se desprende en forma de vapor. La barita pasa al estado de hidrato, que se va convirtiendo en polvo si no es excesiva la cantidad de agua añadida. La accion del calor no basta por sí sola para reducir la barita hidratada al estado anhidro.

El hidrato de barita es de un uso frecuente en los laboratorios, y para prepararlo no hay mas que tratar por el agua la barita anhidra. Obtiénese tambien por medio de una disolucion de sulfuro de bario, que se prepara como acabamos de indicar. Basta para ello hacer hervir esta disolucion con óxido de cobre: el cobre se apodera del azufre, se forma sulfuro de cobre insoluble, y el hidrato de barita queda en el líquido:

$$BaS + CuO = BaO + CuS.$$

Se reconoce fácilmente el momento en que todo el sulfuro de bario se ha trasformado en óxido. Se pone un poco de líquido en una copa, y se vierte en él una disolucion de acetato de plomo. Si no hubiese quedado sulfuro, se formaria un precipitado blanco de hidrato de protóxido de plomo, pero en el caso contrario el precipitado seria mas ó menos negro, porque con el hidrato blanco de protóxido de plomo se precipitaria tambien sulfuro de plomo, que es negro. Cuando se halla concentrada la disolucion de sulfuro de bario sometida á la experiencia, bastará dejar enfriar el líquido para que cristalize una gran parte del hidrato de barita; pero de no ser así, habrá que concentrarla con prontitud mediante la accion del calor.

El hidrato de barita cristaliza en forma de láminas, ó en gruesos cristales prismáticos si la cristalizacion se verifica con lentitud. Contiene 10 equivalentes de agua, y su fórmula es $BaO+10HO$. Estos cristales pierden fácilmente 9 equivalentes de agua por el calor, y se reducen al estado de monohidrato $BaO+HO$, que ya no se descompone por la accion del calor. Este monohidrato se funde al calor rojo, y no es sensiblemente volátil. Se disuelve en 2 partes de agua hirviendo, y en 20 de agua fria. Su disolucion posee reaccion alcalina fuerte; absorbe con prontitud el ácido carbónico del aire, y se enturbia porque se forma carbonato de barita insoluble.

El hidrato de barita y todos los compuestos solubles del bario son venenos enérgicos.

§ 541. La composicion de la barita, BaO, se deduce del análisis del cloruro de bario, $BaCl$. Este cloruro, cristalizado, contiene agua en combinacion, pero la pierde fácilmente por la accion del calor. Se disuelven en agua 10 gramos de cloruro de bario anhidro, se hace hervir la disolucion, y se echa en ella nitrato de plata en exceso: se precipita cloruro de plata insoluble, que se recoge y pesa despues de seco. El peso de este cloruro será de $14^{gr},773$, que encierran $3^{gr},406$ de cloro.

Por consiguiente 10 gramos de cloruro de plata contendrán:

Cloro..................	$3^{gr},406$
Bario..................	$6\ ,594$
	$10\ ,000.$

Para hallar la cantidad de oxígeno que forma barita con la misma cantidad de bario, se establecerá la proporcion

$$143,2 : 100 :: 3^{gr},406 : x, \text{ de donde } x=0,768.$$

Así la barita estará formada de:

Bario.....................	$6^{gr},594$
Oxígeno...................	0 ,768
	7, 362.

El equivalente del bario resultará de las proporciones:

$$\left.\begin{array}{l} 0,768 : 6,594 :: 100 \;\; : x \\ \text{ó } 3,406 : 6,594 :: 443,2 : x \end{array}\right\} \text{ de donde } x = 858,0.$$

De modo que el óxido de bario estará compuesto de:

1 eq. bario..............	858,0	89,57
1 » oxígeno............	100,0	10,43
1 » barita.............	958,0	100,00;

y el cloruro de bario de:

1 eq. bario..............	858,0	65,94
1 » cloro...............	443,2	34,06
1 » cloruro de bario.....	1301,2	100,00.

La cantidad de agua que existe en el hidrato de barita se determina por el procedimiento descrito respecto del hidrato de potasa (§ 441).

§ 542. *Bióxido de bario.* — El protóxido de bario se convierte en bióxido cuando se calienta hasta 300° ó 400° en medio de una corriente de gas oxígeno. Se colocan fragmentos de barita en el fondo de una retorta de vidrio verde, á la cual se hace llegar una corriente de oxígeno. La barita absorbe este gas, sin que sus fragmentos muden de forma, y sin otra alteracion que la de ponerse mas oscuro su color agrisado. El bioxido de bario se combina fácilmente con el agua, y forma un hidrato blanco muy poco soluble en este líquido; pero se descompone cuando hierve con él, desprendiendo oxígeno y dejando barita en disolucion. Hemos visto (§ 94) que se empleaba el bioxido de bario para preparar el agua oxigenada.

Sales formadas por el protóxido de bario, ó barita.

Sulfato de barita.

§ 543. Esta sal se encuentra cristalizada en la naturaleza, y forma filones considerables en los terrenos antiguos. Se distingue de todos los minerales lapídeos en su gran densidad, y por este motivo los

mineralogistas le han dado el nombre de *espato pesado*. Esta densidad es de 4,4. El sulfato de barita es insoluble en el agua, ni se disuelve sensiblemente en el agua acidulada por ácido nítrico ó clorhídrico. Es fácil pues prepararlo por doble descomposicion, vertiendo una disolucion de un sulfato alcalino, ó aun de ácido sulfúrico, en otra de nitrato de barita ó de cloruro de bario. Hemos visto muy á menudo utilizar la insolubilidad del sulfato de barita, para precipitar el ácido sulfúrico en disolucion. Si no se quiere introducir otro ácido en el líquido, se emplea para producir la precipitacion hidrato de barita disuelto. A fin de que el sulfato de barita se reúna fácilmente en forma de polvo pesado que baje al fondo del vaso, convendrá calentar ántes el líquido hasta la ebullicion: aunque solo es posible esto último cuando el calor no puede descomponer al ácido que se quiera aislar.

El sulfato de barita suele arrastrar al precipitarse cierta cantidad de las sales solubles que existen en disolucion, señaladamente de los nitratos alcalinos. Por esta circunstancia es necesario lavar con mucho cuidado, en los análisis químicos, el precipitado de sulfato de barita. Lo mejor es dejar que se deposite el precipitado, decantar el líquido claro, y hacer hervir aquel con agua acidulada por el ácido clorhídrico.

Esta sal se disuelve en el ácido sulfúrico concentrado, pero se precipita de nuevo cuando se dilata un poco la disolucion.

El sulfato de barita contiene:

1 eq. barita............	958,0	65,71
1 » ácido sulfúrico.....	500,0	34,29
1 » sulfato de barita..	1458,0	100,00.

Nitrato de barita.

§ 544. Hemos explicado (§ 538) la preparacion del nitrato de barita por medio del carbonato y sulfato naturales. El nitrato de barita cristaliza en octaedros regulares, anhidros. Esta sal es soluble en 8 partes de agua fria, y en 3 de agua hirviendo. Es mucho menos soluble en un líquido ácido, y así es que cuando se vierte en su disolucion ácido nítrico en gran cantidad, se precipita bajo la forma de un polvo cristalino.

Carbonato de barita.

§ 545. Este carbonato existe cristalizado naturalmente, y los mineralogistas le dan el nombre de *witerita*. Se obtiene por doble

descomposicion, vertiendo un carbonato alcalino en una disolucion de nitrato de barita, ó de cloruro de bario. El carbonato de barita se funde al rojo blanco, y en seguida se descompone desprendiendo su ácido carbonico. Es sumamente escasa la solubilidad de esta sal en el agua, que apénas disuelve $\frac{1}{4000}$; sin embargo cuando contiene ácido carbónico disuelve mayor cantidad.

COMBINACIONES DEL BARIO CON EL AZUFRE.

§ 546. Hemos dicho que para preparar el monosulfuro de bario, no hay mas que calcinar el sulfato de barita con carbon. Tratado el residuo por el agua, resulta una disolucion amarilla, que precipita cristales laminares, blancos, de monosulfuro de bario. Disolviendo nuevamente en el agua estos cristales, se obtiene una disolucion incolora. El color amarillo del líquido primitivo es debido á una corta cantidad de polisulfuro de bario.

Pueden obtenerse polisulfuros de bario haciendo hervir una disolucion de monosulfuro mezclada con azufre. Si hay grande exceso de azufre, se forma un pentasulfuro de bario BaS^5. Obtiénense igualmente polisulfuros calentando hasta el rojo una mezcla de barita y azufre.

El monosulfuro de bario es base salificable con los sulfácidos, y da gran número de sulfosales.

COMBINACION DEL BARIO CON EL CLORO.

§ 547. Solo se conoce una combinacion del bario con el cloro, y se obtiene fácilmente disolviendo el carbonato natural en el ácido clorhídrico. Puede tambien emplearse el sulfato, y se principia por trasformarlo en sulfuro calcinándole con carbon; se descompone despues la disolucion del sulfuro por el ácido clorhídrico. Evaporando el líquido, resulta un cloruro cristalizado que tiene por fórmula $BaCl + 2HO$. Esta sal pierde fácilmente su agua por la accion del calor, y el cloruro anhidro á que se reduce se funde al calor rojo.

El cloruro de bario se disuelve en 2,3 partes de agua á 16°, y en 1,3 á la temperatura de ebullicion.

Para preparar el sulfuro de bario en las fabricas, calcinan en un horno de reverbero una mezcla de sulfato de barita pulverizado, con la mitad de su peso de cloruro de calcio procedente de la fabricacion del amoniaco. Se saca la masa del horno, y se reduce a polvo fino, sobre el cual se vierte agua fria, agitando vivamente; se forma cloruro

de bario, que se disuelve, y queda sulfato de cal. Se decanta con prontitud el líquido, y se evapora en seguida. Es esencial que esta operacion se ejecute rápidamente y á baja temperatura, pues sin ello se verificaria muy pronto una descomposicion inversa: se volveria á formar cloruro de calcio y sulfato de barita, porque este último compuesto es el mas insoluble de todos los que pudieran resultar. Se obtendria probablemente mayor producto añadiendo á la mezcla cierta cantidad de carbon, en cuyo caso se formaria, como en la fabricacion de la sosa artificial, un oxisulfuro de calcio insoluble ($2CaS + CaO$), con lo cual podria separarse íntegro el cloruro de bario.

Caractéres distintivos de las sales de barita.

§ 548. Las sales de barita no dan precipitado con el amoniaco, siempre que esta base sea perfectamente pura, ó no contenga al menos carbonato ni sulfato.

El carbonato de amoniaco y los carbonatos alcalinos precipitan la barita en estado de carbonato insoluble.

El ácido sulfúrico y los sulfatos dan con las disoluciones de los compuestos de bario un precipitado blanco, completamente insoluble en el agua y en los ácidos clorhídrico y nítrico diluidos. Este último carácter es el que de ordinario sirve para reconocer la presencia de los compuestos de bario en las disoluciones. Sin embargo pudieran confundirse al pronto con los de estronciana y plomo. que presentan una reaccion semejante, pero las sales de estronciana se distinguen de las de barita por diferentes caractéres que mas adelante indicaremos; y las de plomo en que se ennegrecen por el hidrógeno sulfurado, siendo así que las de barita subsisten incoloras.

ESTRONCIO.

Equivalente = 548,0.

§ 549. El estroncio * presenta en todas sus combinaciones la mas perfecta analogía con el bario; y los mismos procedimientos que hemos empleado para preparar las combinaciones del bario pueden servirnos para obtener las correspondientes del estroncio.

Este metal, lo mismo que el bario, existe en la naturaleza formando un carbonato y un sulfato. Los mineralogistas dan al carbonato el nombre de *estroncianita*, porque este mineral fué descubierto en el cabo *Strontian* (Escocia). De aquí procede tambien el nombre de *estroncio* dado al metal. El sulfato de estronciana, llamado *celestina*, se encuentra en muchos parajes. El terreno yesoso de Montmartre, junto á Paris, contiene masas en forma de nódulos ó riñones achatados, compuestos de pequeños cristales de sulfato de estronciana, de yeso y carbonato de cal.

El estroncio se extrae de la estronciana, del mismo modo que el bario de la barita.

COMBINACIONES DEL ESTRONCIO CON EL OXÍGENO.

§ 550. El estroncio forma dos combinaciones con el oxígeno: un protóxido SrO, y un bióxido SrO^2.

El *protóxido de estroncio*, ó *estronciana*, se obtiene, lo mismo que la barita, por medio del carbonato ó del sulfato naturales. La estronciana, preparada por la calcinacion del nitrato, presenta la forma de masas porosas, de un blanco gris, semejantes á las de la barita.

La estronciana se combina con el agua, desprendiendo mucho calor. Su hidrato se disuelve en el agua, y es mas soluble en caliente que en frio, de manera que cristaliza en gran parte por enfriamiento. La fórmula del hidrato de estronciana cristalizado es $SrO + 10HO$. Sometido á la accion del calor, pierde fácilmente 9 equivalentes de agua, pero retiene el último á las temperaturas mas elevadas de nuestros hornos.

Obtiénese el *bióxido de estroncio*, vertiendo agua oxigenada en una disolucion de hidrato de estronciana: el bióxido se precipita en forma de laminitas cristalinas.

* La estronciana fué descubierta en 1793 por Klaproth y Hope.

Sales formadas por el protóxido de estroncio, ó estronciana.

Nitrato de estronciana.

§ 551. Se prepara el nitrato de estronciana, como el de barita, por medio del carbonato y sulfato naturales. Cristaliza á la temperatura ordinaria en gruesos octaedros regulares, anhidros. Si lo verifica á bajas temperaturas, se deposita bajo otra forma y en el estado de hidrato, siendo entónces su fórmula $SrO.AzO^5+5HO$.

El nitrato de estronciana se emplea en los fuegos artificiales, pues tiñe de hermoso color rojo purpúreo la llama de los cuerpos en combustion: propiedad comun á todos los compuestos de estroncio. Esta sal entra como parte principal en la formacion de los fuegos rojos de Bengala, los cuales se obtienen quemando una mezcla de 40 partes de nitrato de estronciana, 13 de flores de azufre, 10 de clorato de potasa y 4 de oxisulfuro de antimonio.

Carbonato de estronciana.

§ 552. El carbonato de estronciana existe en la naturaleza; puede obtenerse artificialmente con mucha facilidad por doble descomposicion, vertiendo en una disolucion de carbonato alcalino otra de nitrato de estronciana. El carbonato de estronciana se descompone completamente al rojo blanco, y no se funde, como lo hace el carbonato de barita, ántes de descomponerse.

Sulfato de estronciana.

§ 553. El sulfato de estronciana es el mas comun de los minerales que forma el estroncio. Se le prepara por doble descomposicion, tratando la disolucion de un sulfato alcalino por otra de nitrato de estronciana. Es muy poco soluble en el agua, aunque sin embargo no es tanta su insolubilidad como la del sulfato de barita, pues el agua que se ha tenido en digestion con sulfato de estronciana, se enturbia de un modo notable cuando se vierte en ella la disolucion de una sal de barita.

COMBINACIONES DEL ESTRONCIO CON EL AZUFRE.

§ 554. El estroncio forma muchos sulfuros, que corresponden exactamente á los del bario y se preparan del mismo modo. El monosulfuro de estroncio es una sulfobase poderosa, y forma muchas sulfosales.

COMBINACION DEL ESTRONCIO CON EL CLORO.

§ 555. El cloruro de estroncio se prepara descomponiendo por el ácido clorhídrico el carbonato natural, ó el sulfuro procedente del sulfato natural. Este compuesto es muy soluble en el agua, y aun delicuescente al aire. Es bastante soluble en el alcohol concentrado, el cual no disuelve al cloruro de bario; y esta propiedad es la que generalmente sirve para separar los dos cloruros cuando se hallan mezclados. La fórmula del cloruro de estroncio cristalizado es:

$$SrCl + 6HO.$$

Caractéres distintivos de las sales de estronciana.

§ 556. Las sales de estronciana no dan precipitado con el amoniaco puro. Los carbonatos alcalinos precipitan la estronciana bajo el estado de carbonato.

El ácido sulfúrico y los sulfatos producen en las disoluciones de los compuestos de estroncio un precipitado de sulfato de estronciana, parecido enteramente al que dan los compuestos de bario. Pero es fácil distinguir las sales de estroncio de las de bario, pues las primeras no precipitan por el cromato de potasa, que da un precipitado amarillo con las segundas. El ácido hidrofluosilícico precipita las sales de barita, pero no las de estronciana.

Los compuestos de estroncio comunican un hermoso color rojo de púrpura á la llama de los cuerpos en combustion.

CALCIO.

Equivalente = 250,0.

§ 557. El calcio es uno de los metales que con mas profusion se encuentran en toda la costra del globo. Combinado con el oxígeno y el ácido carbónico, forma el carbonato de protóxido de calcio, ó *carbonato de cal,* que constituye capas y bancos de grande extension en todos los terrenos de sedimento. El sulfato de cal, llamado *yeso*, forma igualmente masas considerables, interpuestas en los terrenos secundarios y terciarios. El óxido de calcio, combinado con el ácido silícico, entra tambien en la constitucion de gran número de minerales que forman nuestras rocas primitivas. Por último, la cal existe abundantemente en los cuerpos organizados: las conchas de los moluscos están formadas de carbonato de cal casi puro, y los huesos de todos los animales contienen en cantidad considerable fosfato y carbonato de cal.

El calcio se extrae de la cal, del mismo modo que el bario de la barita. Es un metal blanco, brillante, parecido á la plata, y no se funde sino á temperaturas muy elevadas. Absorbe con rapidez el oxígeno del aire y se convierte en óxido. Descompone vivamente el agua á la temperatura ordinaria, desprendiendo gas hidrógeno y trasformándose en cal hidratada.

COMBINACIONES DEL CALCIO CON EL OXÍGENO.

§ 558. No se conocen mas que dos combinaciones del calcio con el oxígeno: un protóxido CaO, que se llama *cal*, y un bióxido CaO^2.

La cal es de un uso muy frecuente en nuestros laboratorios, y en las artes se emplea continuamente, pues es el principio esencial de las argamasas ó morteros que entran en las construcciones.

Obtiénese la cal por la calcinacion del carbonato natural. Cuando se desea tener en los laboratorios una corta porcion de cal, se elige espato de Islandia ó mármol blanco estatuario, y se calcina en un crisol de barro á un fuego fuerte de forja. Si se desea la cal perfectamente pura, es preferible disolver carbonato de cal en el ácido nítrico, que se deja en digestion, auxiliándole con la accion del calor, con el mismo carbonato pulverizado, hasta que cese toda efervescencia. Se hace hervir el líquido, por algun tiempo, con un poco de cal, á fin de precipitar los óxidos metálicos extraños, tales como

la alúmina, el óxido de hierro, dado caso que existan. Se evapora hasta sequedad y se calcina el residuo de nitrato de cal hasta el color rojo, para obtener de este modo la cal en perfecto estado de pureza.

La cal es una materia blanca, amorfa, que ofrece el aspecto de los fragmentos de piedra caliza que han servido para obtenerla; su peso específico es con corta diferencia 2,3. Tiene sabor cáustico, y restablece enérgicamente el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Es infusible, aun á las mas fuertes temperaturas que podemos producir en nuestros hornos; pero experimenta un principio de fusion á la llama del soplete, alimentada por una mezcla de hidrógeno y oxígeno.

La cal se combina con el agua, produciendo un desprendimiento tan abundante de calor, que no solo vaporiza una porcion del agua, sino que suele ser con frecuencia bastante considerable para inflamar la pólvora. La temperatura producida por esta combinacion llega á su máximo, cuando se incorpora con la cal la mitad poco mas ó menos de su peso de agua. Esta operacion de combinar la cal con el agua, es lo que se llama *apagar la cal,* y de aquí el nombre de *cal apagada,* que se da á la cal hidratada, para distinguirla de la cáustica ó anhidra, que se llama *cal viva.* La cal aumenta considerablemente en volúmen, cuando se hidrata. Si no se agrega una cantidad excesiva de agua, se forma un monohidrato de cal, $CaO + HO$, que queda en forma de un polvo blanco, ligero y suave al tacto; pero si el volúmen de agua es mas considerable, se obtiene una pasta lechosa que recibe el nombre de *lechada de cal*.

El agua que ha permanecido en contacto con la cal retiene en disolucion cierta cantidad de esta base, y ejerce reaccion alcalina fuerte. Se emplea muy á menudo en los laboratorios, y se conoce con el nombre de *agua de cal*. Es muy escasa la cantidad de cal que contiene, pues 1000 partes de agua disuelven apénas 1 parte de cal. Para tener siempre preparada agua de cal, se introduce cierta cantidad de cal apagada en un frasco grande, que se llena del todo con agua destilada, y se conserva bien tapado, agitándolo de vez en cuando para saturar el agua. La cal hidratada en exceso se precipita al fondo del vaso, y no hay mas que decantar con un sifon el líquido clarificado. Si se tiene cuidado de reemplazar el agua de cal que se va sacando, con nueva cantidad de agua destilada, se tendrá siempre agua de cal saturada. Esta agua atrae con rapidez el ácido carbónico del aire, y su superficie se cubre de una película blanca de carbonato de cal. Evaporada lentamente debajo de la campana de la máquina neumática, deposita pequeños cristales de hidrato de cal $CaO.HO$. La

cal es menos soluble en caliente que en frio, puesto que el agua de cal, saturada en frio, se pone turbia cuando aumenta su temperatura.

La cal viva, expuesta al aire, va absorbiendo el agua y el ácido carbónico de la atmósfera, y acaba por reducirse á polvo, perdiendo entónces la propiedad de calentarse cuando se la humedece con agua. Fórmase en este caso una combinacion definida entre el carbonato y el hidrato de cal $CaO.CO^2 + CaO.HO$; pero como el aire atmosférico encierra siempre mucho mas vapor de agua que ácido carbónico, resulta mas cantidad de hidrato que de carbonato, de suerte que el compuesto precedente queda mezclado con proporcion considerable de hidrato de cal. Solo con el trascurso del tiempo y continuando incesantemente la absorcion del ácido carbónico, es como la masa se va acercando á la composicion definida que expresa la fórmula anterior.

§ 559. La composicion de la cal puede deducirse del análisis del cloruro de calcio, del mismo modo que se ha determinado la composicion de la barita por el análisis del cloruro de bario (§ 539); pero tambien resulta del análisis del carbonato de cal, segun vamos á manifestar: se toma carbonato de cal natural muy puro, por ejemplo, espato de Islandia; se quebranta en pequeños fragmentos, y se pesa con toda exactitud un peso P en un crisol de platino. Se introduce este crisol, tapado, en otro de barro, que se cubre por encima con arcilla, de modo que esta forme su tapadera. Se somete el todo á la accion de un fuego fuerte de forja, dos horas por lo menos, á fin de estar seguros de que ha sido completa la descomposicion del carbonato de cal. Se deja enfriar, se saca el crisol de platino y se pesa con la cal viva que contiene. Sea p el peso de la cal, $(P-p)$ será el del ácido carbónico desprendido. El carbonato de cal se halla formado de 1 eq. de cal y de 1 eq. de ácido carbónico$=275,0$; luego se tendrá el equivalente de la cal por la proporcion:

$$(P-p) : p :: 275 : x.$$

De aqui se deduce $x=350,0$. Pero se admite por hipotesis que 1 eq. de cal se compone de 1 eq. de calcio y 1 eq. de oxigeno$=100$; el equivalente del calcio será, pues, 250. Por consiguiente la composicion de la cal vendrá expresada por:

1 eq. calcio......	250,0	71,43
1 » oxígeno....	100,0	28,57
1 » cal........	350,0	100,00.

Es esencial asegurarse de que el carbonato de cal ha sido todo él

trasformado en cal cáustica por la calcinacion; y esto es fácil, puesto que la cal debe disolverse en los ácidos sin desprendimiento de ácido carbónico; luego si quedase una porcion de carbonato de cal no descompuesto, habria efervescencia cuando se disolviera la materia en un ácido.

Puede obtenerse una comprobacion del análisis precedente, trasformando la cal en sulfato. Para el efecto, se principia por apagar la cal con muy poca agua, y se agrega despues ácido sulfúrico en exceso, á fin de trasformarla en sulfato. Se calienta suavemente para desalojar el agua, y luego se calcina hasta el rojo á fin de expulsar el exceso de ácido sulfúrico. Queda sulfato de cal anhidro $CaO.SO^3$, que se pesa. Sea Q su peso, $(Q-p)$ será el del ácido sulfúrico que se ha combinado con el peso p de cal, para formar sulfato de cal. Ahora bien, el equivalente del ácido sulfúrico pesa 500,0; luego el equivalente de la cal resultará de la proporcion:

$$(Q-p) : p :: 500 : x.$$

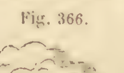
Este valor de x debe ser igual al que nos ha dado la primera proporcion, fundada en el análisis del carbonato de cal.

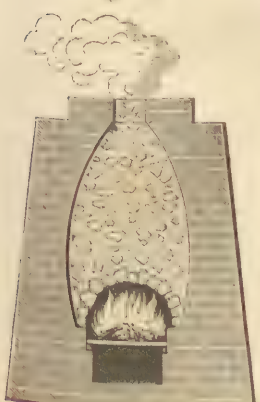
§ 560. Hemos dicho que la cal entra como elemento esencial en la confeccion de los morteros empleados en las construcciones. Se la obtiene en gran cantidad, calcinando el carbonato de cal, piedra caliza ó piedra de cal, en hornos de cuba, llamados *hornos de cal* ó vulgarmente *caleras*. Rara vez las piedras calizas son carbonato de cal puro, pues casi siempre contienen proporciones mas ó menos considerables de magnesia, óxido de hierro, cuarzo, arcilla, etc. La calidad de la cal depende mucho del grado de pureza de la piedra calcárea que sirve para obtenerla, y de la naturaleza de las materias extrañas que esta contiene. Cuando la piedra de cal encierra cantidades algo considerables de estas materias, produce una cal que difiere mucho de la cal pura, cuyas propiedades hemos descrito (§ 556); pues apénas se calienta y entumece cuando se le agrega agua, y no forma pasta trabada con este líquido. Las cales de esta especie se llaman cales *magras*. La cal producida por una piedra caliza que contenga en muy corta proporcion materias extrañas, se acerca mucho en sus propiedades á la cal químicamente pura. Cuando se la moja con agua, produce gran desprendimiento de calor y su volúmen aumenta considerablemente: estas cales reciben el nombre de cales *grasas*. Hemos de ver al tratar de la teoría de los morteros o argamasas, las aplicaciones diferentes que reciben estas dos especies de cal. Concretémonos por el pronto á describir la fabricacion de la cal grasa.

§ 561. La piedra de cal pierde su ácido carbónico á una temperatura mas baja en un horno de cuba que en un crisol. Esta circunstancia es debida á que los gases se desprenden mas fácilmente de sus combinaciones en una atmósfera formada por un gas de diferente naturaleza. Así, por ejemplo, una sal hidratada pierde con mucha facilidad, y frecuentemente por entero, su agua de hidratacion, cuando se mantiene á cierta temperatura en medio de una corriente de aire seco; miéntras que, permaneciendo á la misma temperatura en una atmósfera de vapor acuoso, la cantidad de agua que se separa es casi inapreciable. Cuando se calcina carbonato de cal en un crisol tapado, se encuentra constantemente en una atmósfera de gas ácido carbónico, siendo así que en un horno de cuba se halla siempre rodeado de aire, mas ó menos viciado por los gases de la combustion, pero en cantidad muy superior á la del ácido carbónico. La descomposicion será por consiguiente mucho mas rápida en este segundo caso que en el primero.

No todas las piedras calizas se descomponen con igual facilidad, aun en el caso de estar formadas por carbonato de cal en el mismo estado de pureza. El grado de cohesion de la materia tiene grande influencia en esta descomposicion. La creta, que nos presenta carbonato de cal muy poco coherente, se descompone con mucha mas facilidad que el mármol y el espato de Islandia, en los cuales el carbonato de cal se halla muy agregado por la cristalizacion.

Fig. 366.





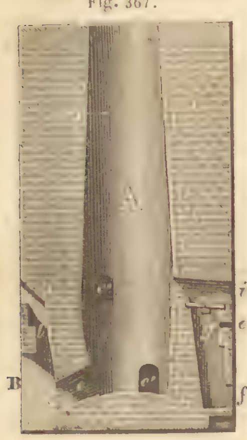
Se distinguen los hornos de cal en hornos de *coccion continua*, y en hornos de *coccion periódica* ó *intermitente*.

El horno representado en la figura 366 pertenece á esta última clase. Tiene 3 metros de altura, y su fábrica es de ladrillo, con revestimiento interior de ladrillos refractarios. Ordinariamente se construyen estos hornos adosados al escarpado de la roca caliza, y aun con frecuencia se hallan abiertos en la misma piedra, en cuyo caso basta revestirlos con ladrillos refractarios. En su parte inferior hay una ó varias aberturas para sacar la cal, cuando ha terminado su coccion. Se principia por construir, encima del emparrillado en que arde el combustible, una especie de bóveda con las piedras calizas de mayor tamaño, sobre la cual se pone la carga de las restantes

hasta llenar la cuba. Se emplean como combustible haces de leña, ramaje y maleza seca, ó bien turba. Debe cuidarse que la accion del fuego sea al principio lenta y gradual, á fin de que el calor tenga tiempo suficiente para distribuirse y penetrar por toda la masa. Pasadas 12 horas, se activa el fuego, y se continúa así hasta que la piedra caliza superior se halle bien calcinada, en cuyo caso se detiene la operacion y se deshorna.

La coccion de la cal en hornos de calcinacion continua ofrece muchas mas ventajas que la anterior, pues se aprovecha mejor el calor del combustible; y es la que se emplea con preferencia en aquellos puntos donde hay gran consumo ó está asegurada la venta de la cal. Se ejecuta de dos modos:

Fig. 367.



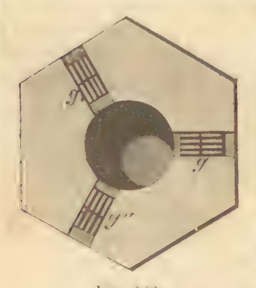


Fig. 368.

1° En hornos de cuba, en que la piedra caliza y la ulla se cargan por tongas alternadas, que bajan sucesivamente por el horno. Se saca la cal que va quedando calcinada, por aberturas inferiores, practicadas al efecto, y se van echando nuevas cargas por la boca superior del horno.

2° En hornos de cuba que se llenan enteramente de piedra caliza, y se calientan por fogones laterales. Las figuras 367 y 368 representan uno de estos hornos. La primera es un corte vertical segun el eje de la cuba, y la segunda representa la seccion horizontal que pasa por los fogones laterales *g*, *g'*, *g''*. La cuba de este horno tiene de altura 8 ó 10 metros, y se halla revestida interiormente de ladrillos refractarios. Se construye el horno contra un escarpado, á fin de poder llegar fácilmente á su boca superior por medio de una rampa suave. Tres aberturas *o*, *o'*, *o''*, practicadas en la base de la cuba y ligeramente inclinadas hácia el exterior, sirven para sacar la cal despues de su coccion. Otras tres *c*, *c'*, *c''*, á la altura de unos 2 metros, comunican con los emparrillados donde se quema el combustible. El aire necesario á la combustion penetra por los respiraderos *e*, y se regula su corriente por medio de registros exteriores. Se cierran con puertecillas de palastro las aber-

turas o, o', o'' y las i, i', i''. En el macizo del horno se han abierto nichos abovedados B, que facilitan el paso de los operarios cuando hay que deshornar; y á fin de que en esta operacion no sean muy molestados por el calor que desprende la cal, se han construido, sobre los orificios inferiores, chimeneas verticales l, por las cuales se eleva inmediatamente el aire calentado.

Antes de dar principio á la hornada, se llena de haces de leña la parte inferior de la cuba, hasta la altura de los emparrillados g, g', g''; se echa por encima la piedra caliza, y cuando se ha llenado toda la cuba se pega fuego á la leña. La piedra caliza que se halla inmediatamente encima de esta se cuece al poco tiempo, y baja conforme se va consumiendo el combustible. Se enciende entónces el que se ha colocado sobre los emparrillados g, g', g'', que ordinariamente es turba ó ulla de calidad inferior. La piedra de cal que ocupa las regiones superiores de la cuba, se cuece tambien por efecto del calor desprendido. Cada 12 horas se saca la cal que ocupa la parte inferior de la cuba, la cual debe mantenerse siempre llena, agregando por la boca superior nuevas cargas de piedra caliza. Se continúa de este modo hasta que por efecto de los deterioros y deformaciones que experimenta el horno, se haga preciso derribarlo ó reponerlo.

§ 562. En los laboratorios se emplea con frecuencia la cal procedente de las caleras, la cual suele hallarse mezclada con las cenizas del combustible que ha servido para cocerla, y ademas contiene en su superficie cloruros y sulfatos alcalinos, que pueden ser de grande estorbo en las reacciones químicas. Se la despoja fácilmente de todas estas impurezas, apagándola con un poco de agua, de modo que se deshaga lentamente y se reduzca á hidrato pulverulento. Se coloca este hidrato en una manga filtrante, y se lava con agua hasta que las aguas de locion dejen de enturbiarse, tratándolas por una disolucion de nitrato de plata. Se calcina en seguida el hidrato en un crisol de barro, y se obtiene de este modo cal viva muy dividida, y suficientemente pura para la mayor parte de los usos del laboratorio.

Se prepara el bióxido de calcio, CaO^2, vertiendo agua oxigenada en el agua de cal: se precipita en forma de laminitas cristalinas. Este compuesto es muy poco estable, pues con la influencia del calor pierde fácilmente la mitad de su oxígeno.

Sales formadas por el protóxido de calcio, ó cal.

Sulfato de cal.

§ 563. La naturaleza nos presenta esta sal bajo dos estados : en el de sulfato de cal anhidro, $CaO.SO^3$, que llaman los mineralogistas *anhidrita* o *karstenita*, y en el estado de sulfato de cal hidratado $CaO.SO^3+2HO$, ó de *yeso*. Estos dos minerales constituyen con frecuencia masas considerables de forma lenticular en medio de las capas de trias, asociados ordinariamente con sal gemma ; y existen tambien bajo la misma forma en el terreno terciario inferior. La piedra de yeso de los alrededores de Paris se encuentra en una formacion geológica de esta especie. Las capas yesosas alternan con las de marga superiores á la caliza basta, que es la piedra ordinaria de construccion en Paris. El yeso perteneciente á esto piso geológico corresponde á una formacion de agua dulce ; lo cual ha sido comprobado por la naturaleza de las conchas fluviales, cuyos restos se descubren en las capas inmediatas.

El sulfato de cal anhidro, ó anhidrita, tiene por densidad 2,9. Forma masas compactas de textura cristalina y bastante duras; aunque á veces se le encuentra en cristales definibles, pertenecientes al cuarto sistema cristalino. Se funde al calor rojo, y enfriado lentamente adquiere textura cristalina con facetaciones que conducen á la forma de los cristales naturales.

El sulfato de cal hidratado $CaO.SO^3+2HO$ se presenta algunas veces en cristales bien terminados, que se distinguen en su poca dureza, pues se dejan rayar con la uña. Estos cristales son por lo regular hemitropiados, su forma es la que representa la figura 119, y pertenecen al quinto sistema cristalino (§ 42). Cristales enteramente iguales, y con frecuencia muy bien acabados, se depositan sobre el ramaje que llena los edificios de graduacion en que hemos dicho se concentran las aguas de las fuentes salobres. Por otra especie de hemitropia pueden formarse masas lenticulares achatadas, cuyas caras exteriores son ligeramente curvas. Estas masas se facetan muy fácilmente en sentido de los ejes oblicuos; el cristal que queda despues de esta facetacion, presenta la forma de la figura 369, parecida á la de una flecha, y por esta propiedad se da á este mineral el nombre de *yeso en flecha*. Con la hoja de un cortaplumas pueden separarse láminas sumamente del-

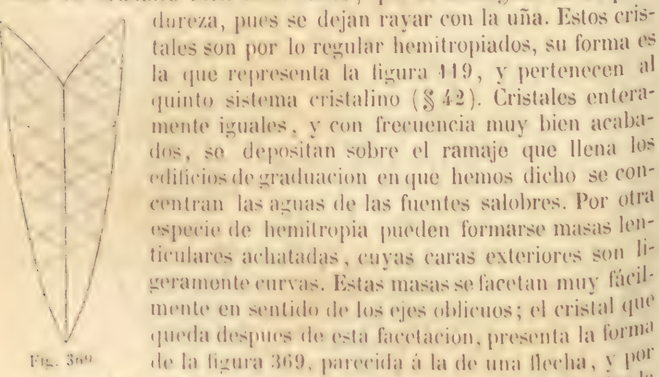


Fig. 369

gadas, incoloras y de perfecta trasparencia. Estas láminas se rompen fácilmente entre los dedos, segun otros dos planos de facetacion que les dan la forma romboidal.

En las calderas de las máquinas de vapor de alta presion se forman á menudo cristales de sulfato de cal hidratado, de composicion diferente á la del yeso, cuando las aguas que alimentan estas calderas se hallan cargadas naturalmente de este mineral. La fórmula de dicho hidrato es $2(CaO.SO^3)+HO$.

Los cristales de yeso suelen agregarse y penetrarse de un modo irregular, formando masas compactas, unas veces perfectamente blancas, y otras, mas ó menos teñidas por el óxido de hierro hidratado. Esta variedad del yeso constituye el *alabastro yesoso*, que se emplea para fabricar objetos artísticos y de lujo, como vasos, estátuas, etc. La piedra comun de yeso está formada igualmente por una agregacion de cristales de yeso, pero por lo regular la alteran materias extrañas, como carbonato de cal, arcilla ó arena.

La piedra de yeso de los alrededores de Paris contiene:

Sulfato de cal...........	70,39
Agua....................	18,77
Carbonato de cal...... ..	7,63
Arcilla.................	3,21
	100,00.

§ 564. El sulfato de cal es poco soluble en el agua; 1000 partes de este líquido solo disuelven unas 2 partes de sulfato de cal, á la temperatura ordinaria. La solubilidad de esta sal disminuye con la temperatura, y así es que una disolucion saturada en frio se enturbia visiblemente, cuando se calienta hasta 100°. Ofrece ademas una anomalía semejante á la que presenta la solubilidad del sulfato de sosa. Su mayor solubilidad corresponde á + 35°. Se ha observado esta misma anomalía en el seleniato de sosa, que es isomorfo al sulfato de sosa. Hé aquí algunos números que expresan la solubilidad del sulfato de cal á diversas temperaturas:

100 partes de agua disuelven á	0°....	0,205	sulfato de cal.
»	5°....	0,219	»
»	12°....	0,233	»
»	20°....	0,241	»
»	30°....	0,249	»
»	35°....	0,254	»
»	40°....	0,252	»
»	50°....	0,251	»

100 partes de agua disuelven á	60°....	0,248	sulfato de cal.
»	70°....	0,244	»
»	80°....	0,239	»
»	90°....	0,231	»
»	100°....	0,217	»

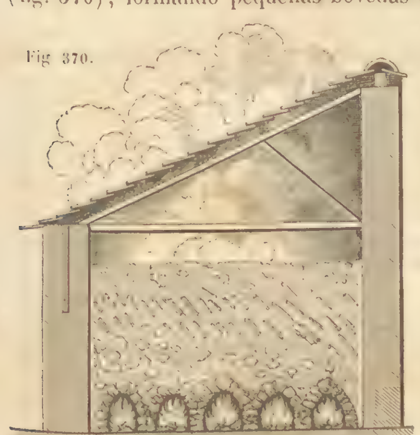
La disolucion de sulfato de cal, evaporada lentamente, deposita pequeños cristales brillantes de la misma forma que el sulfato hidratado natural.

§ 565. Cuando se calienta el yeso hasta la temperatura de 120 ó 130° pierde toda su agua y se convierte en sulfato de cal anhidro; pero en tal estado vuelve á tomar fácilmente el agua que habia perdido, con desprendimiento muy sensible de calor. Si el yeso se calienta algo mas, pierde esta última propiedad, y con solo que la temperatura se eleve á 160°, ya la materia anhidra no recobra su agua sino con mucha lentitud. El sulfato de cal anhidro natural, ó anhidrita, no se combina con el agua, y presenta las mismas propiedades que el yeso calcinado hasta el calor rojo. El sulfato de cal se funde al calor rojo, y se solidifica por enfriamiento en una masa cristalina, con la misma facetacion que la anhidrita.

En esta propiedad del yeso, de perder su agua de cristalizacion á una temperatura poco elevada, y de recobrarla pronto cuando se mezcla con este líquido, se funda su empleo como mortero en las construcciones, y el de sacar con molde ó vaciar figuras, adornos y otros objetos. Mezclando con agua, yeso deshidratado y reducido á polvo fino, se forma una pasta líquida en la cual las partecillas de sulfato de cal anhidro se encuentran, en los primeros instantes, mezcladas mecánicamente con el agua; pero al poco tiempo el sulfato se combina con este líquido y se convierte en sulfato hidratado. Parte del agua mezclada desaparece en la combinacion, y las partículas que se hallaban disgregadas en la pasta líquida, se agregan al combinarse con el agua, formando pequeños cristales que, embutiéndose unos en otros, por decirlo así, ocasionan la solidificacion de la masa entera. Cuando se vierte en un molde una papilla de yeso, se derrama con igualdad, y llena exactamente todas las cavidades; pero no tarda en solidificarse y endurecerse, formando una masa compacta por efecto de la combinacion del sulfato anhidro con el agua. Si pasado algun tiempo se separa el molde, se saca un pedazo de yeso sólido, que presenta en relieve todas las cavidades del molde. Del mismo modo, cuando se aplica una capa de yeso, amasado con agua, sobre el paramento de un muro formado de piedras irregulares, de modo que se llenen todos huecos que estas dejan, se

obtiene una superficie perfectamente lisa, sobre la cual pueden labrarse toda especie de molduras, miéntras el yeso se conserva blando. Se hace, pues, un uso frecuente de este material en las construcciones, ya para repellar muros, como para enlucir paredes, tabiques y cielos rasos.

§ 566. El yeso que se emplea en las construcciones se obtiene, cociendo la piedra de yeso analógamente á lo que hemos hecho con la de cal. Esta operacion se practica debajo de un cobertizo (fig. 370), formando pequeñas bóvedas con las piedras de mayor tamaño, sobre las cuales se colocan las restantes, de modo que queden encima las mas menudas. Debajo de las bóvedas se queman haces de leña, ramaje seco ú ótro combustible que produzca mucha llama, para que esta se difunda y penetre por toda la masa. La accion del fuego debe ser lenta y regular, pues si fuera demasiado activa, el yeso se calcinaria fuertemente en las regiones inferiores, y perderia la propiedad de endurecerse con el agua, segun poco hace hemos manifestado. Cuando queda terminada la coccion, lo que fácilmente reconoce el yesero por el aspecto de la materia, se separan los pedazos que han sido demasiado cocidos, como tambien aquellos que lo han sido incompletamente, y los restantes se reducen á polvo por la percusion ó con muelas; se pasa el polvo por tamiz, si se quiere mas fino, y de este modo se obtiene yeso preparado para las construcciones.


Fig 370.

§ 567. El yeso sirve regularmente para vaciar figuras, medallas, estátuas, bustos, y en general para reproducir las formas de aquellos objetos que se deseen tener en gran número de ejemplares. Se forma primero el molde en que ha de vaciarse la figura que se quiere reproducir.

Para sacar una medalla, se forma un borde á su alrededor con una tira de carton ó con cera, y se la unta de aceite para que el yeso no se adhiera, y se despegue despues fácilmente; se frota luego

con un pincel mojado en una papilla clara de yeso, haciéndola penetrar por las cavidades mas finas de la medalla, á fin de que no queden burbujas de aire entre esta y la capa de yeso. Hecho esto, se vierte con una cuchara una papilla mas espesa que la anterior, hasta la altura del borde; cuando se haya endurecido el yeso, se vuelve lo de arriba abajo, y se dan algunos golpecitos sobre el reverso de la medalla, por cuyo medio se despega el molde de yeso con la mayor facilidad y limpieza. Repitiendo sobre este molde lo mismo que acabamos de hacer sobre la medalla, se obtendrá esta vaciada en yeso.

Cuando se quiera tener la figura completa ó en relieve de un objeto, será menester que el molde se componga de muchas partes fáciles de separar, á fin de poder sacar la forma vaciada. Daremos una idea del modo de construir estos moldes, y para mayor claridad supondremos que sea una mano lo que se trate de moldear. Se coloca esta, despues de untada ligeramente con aceite, sobre una toalla, y se tiende sobre ella un hilo de seda algo fuerte. Se da á la mano una capa de yeso, que se aplica con un pincel mojado en una papilla muy clara, haciendo de modo que penetre hasta en los pliegues mas delgados de la piel; ántes que esta primera capa de yeso se haya endurecido, se echa sobre ella, con una cuchara, una papilla mas espesa, cuidando de que llene todas las cavidades; se agregan sucesivamente nuevas capas de yeso, hasta que el molde haya adquirido por todos sus puntos el espesor conveniente, que debe ser de muchos centímetros. Se aguarda algunos minutos á que el yeso principie á tomar alguna consistencia, y entónces se levanta el hilo de seda verticalmente, cogiéndole por una de sus extremidades: de este modo se divide el molde en dos mitades. Se espera todavía á que la masa se halle endurecida, para separar las dos partes del molde y poder sacar la mano. Reuniendo las dos mitades, untadas de aceite, puede vaciarse la mano y reproducirla cuantas veces se necesite.

Por medios análogos se construyen los moldes que sirven para formar las estatuas de yeso y otros objeto de arte o de adorno: pero en este caso se hace preciso componer el molde de mayor número de piezas, que se mantienen con una armadura exterior, ó *casco*. Las uniones entre las diversas partes del molde se reproducen sobre los vaciados, en forma de filetes salientes, que se quitan con un cuchillo.

Cuando el yeso ha de servir para vaciar objetos delicados, debe ser mas puro que el empleado en las construcciones, y su coccion exige tambien mucho mas cuidado, practicándola siempre fuera del

contacto del combustible. En Paris emplean para este uso el yeso en flecha que forma pequeñas capas en medio del terreno yesoso de Montmartre: quebrantado en menudos fragmentos, lo cuecen en hornos, cuya temperatura debe ser gradual y lo mas uniforme posible. En España se emplea para los mismos usos el yeso fino, como el cristalizado ó espejuelo, muy abundante en los alrededores de Madrid, Valencia, Alicante, etc.

§ 568. El *estuco*, empleado para enlucir paredes, columnas y formar diversos objetos de adorno que imitan el mármol, se obtiene amasando yeso escogido entre el de buena calidad, con una disolucion de gelatina ó cola fuerte. Cuando el yeso, despues de cocido en un horno, molido y tamizado, se amasa con la disolucion de cola fuerte, se endurece mucho mas lentamente que lo verifica en iguales circunstancias con el agua pura. Cuando se quiera tener un estuco blanco, es menester emplear una cola incolora, como por ejemplo la cola de pescado. Para formar estucos de colores, se incorporan óxidos metálicos, como hidratos de sesquióxido de hierro, de manganeso, de cobre......, hidrocarbonatos de cobre, etc. Si se desean estucos listados ó en aguas que imiten mármoles, se mezclan pastas de yeso con disolucion de cola, teñidas por óxidos metálicos. Los obreros adiestrados en este género de trabajos, sacan los dibujos que quieren, preparando convenientemente la mezcla. Amasado el yeso de este modo, se aplica por capas sobre los objetos que se quieran enlucir, y cuando ha tomado la consistencia necesaria, se moja con agua la superficie y se frota con piedra pómez hasta dejarla perfectamente lisa. Se pasa en seguida un pincel mojado en una masa líquida de yeso, mas cargada de cola que la pasta primitiva; se frota con la mano para extender por igual la capa de yeso y bruñirla. Cuando esta queda seca, se continúa el pulimento con trípoli, aplicándolo con una muñeca de lienzo fino. De vez en cuando se moja la superficie con aceite comun, y se sigue bruñendo hasta que la superficie queda tersa y reluciente.

Esta misma composicion de yeso y cola fuerte es la que tambien se conoce en España con el nombre de *escayola*: sirve para los mismos usos y se aplica del mismo modo que acabamos de exponer.

§ 569. Desde hace algunos años se está empleando para vaciar objetos artísticos un yeso cocido con alumbre, y que por esto ha recibido el nombre de *yeso alumbrado*. Tiene mas dureza que el ordinario, y presenta tambien mas hermoso aspecto, por ser menos mate, y gozar de cierta traslucencia. Para preparar el yeso alumbrado, se somete el ordinario á una primera coccion, que le

priva de su agua de cristalizacion, é inmediatamente despues se le sumerge en un baño de agua saturada de alumbre, y se deja por espacio de unas seis horas. Se saca, se deseca al aire y se le sujeta á una segunda coccion, en la cual se activa el fuego hasta el calor rojo pardo. Se muele despues, y en este estado se emplea para los objetos indicados, lo mismo que el yeso ordinario, aunque es frecuente amasarlo con una disolucion de alumbre, en vez de hacerlo con agua pura. La solidificacion del yeso alumbrado no es tan rápida como la del ordinario, pues se conserva blando aun despues de muchas horas.

El yeso alumbrado reemplaza al estuco con mucha ventaja. Mezclado con igual cantidad de arena, da una materia que adquiere muchísima dureza y ha servido y sirve para fabricar baldosas.

Carbonato de cal.

§ 570. El carbonato de cal es una de las sustancias mas repartidas por toda la costra del globo. Hállase á veces en cristales aislados, limpios y muy bien terminados en todo su contorno, que afectan dos formas incompatibles; siendo este uno de los primeros casos de dimorfismo que se han observado. Su forma mas comun es la de un romboedro con ángulo de 105°, aunque tambien se le halla con muy crecido número formas que derivan de esta. Todos sus cristales presentan tres facetaciones igualmente fáciles, que conducen al romboedro de 105°. En Islandia suelen encontrarse fragmentos romboédricos de carbonato de cal, muy voluminosos y con trasparencia perfecta: por eso son tan apreciados y buscados para las experiencias de óptica. Este carbonato cristalizado recibe el nombre de *espato de Islandia*. La segunda forma dimórfica del carbonato de cal, es un prisma recto de base rectangular, perteneciente al cuarto sistema cristalino: los mineralogistas le dan el nombre de *aragonito*, por haberse encontrado en Molina de Aragon (España). Puede obtenerse artificialmente bajo las dos formas. Si se echa en una disolucion fria de una sal calcárea un carbonato alcalino, se forma un precipitado abundante, que se disgrega al cabo de algun tiempo en granos cristalinos, cuya forma es la romboédrica, como puede reconocerse fácilmente con el microscopio. Al contrario si se vierte una disolucion hirviendo de una sal caliza, en otra caliente de carbonato de amoniaco, se obtiene inmediatamente un polvo denso, en el cual se descubren con el microscopio cristales de aragonito. Cuando se calientan con precaucion pequeños fragmentos de aragonito, se les ve muy pronto deshacerse súbitamente y reducirse á polvo. Si la tempera-

tura no llega hasta al calor rojo, la materia no sufre el menor cambio en su composicion, y conserva el mismo peso que ántes de calcinarla ; pues en este caso la disgregacion ha sido producida únicamente por el cambio del sistema cristalino, pudiéndose descubrir, con un microscopio, en la masa dividida pequeños cristales romboédricos.

El agua con azucar disuelve gran cantidad de cal hidratada. Expuesta al aire esta disolucion, absorbe ácido carbónico, y el carbonato de cal que se forma, se precipita en forma de pequeños cristales romboédricos de perfecta trasparencia. Si el experimento se ejecuta á muy baja temperatura, se depositan cristales de carbonato de cal hidratado, que se convierten rápidamente en carbonato de cal ordinario, á temperaturas superiores á 0°.

§ 571. Las aguas de muchas fuentes naturales contienen carbonato de cal disuelto á favor de un exceso de ácido carbónico. Este gas se desprende cuando aquellas corren al aire libre, el carbonato de cal se separa, y forma de este modo incrustaciones calizas, que con el tiempo adquieren proporciones considerables. La fuente de Saint-Allyre, cerca de Clermont (Francia), produce incrustaciones en muy corto tiempo; y con solo poner los objetos de modo que el agua caiga sobre ellos, quedan cubiertos de una costra caliza. De igual manera se forman las *estalactitas* y *estalagmitas* calcáreas (fig. 371), que tapizan las paredes de ciertas grutas y cuevas. Las aguas que se infiltran por entre las grietas de las rocas, caen gota á gota desde la bóveda superior : ántes de desprenderse cada gota, queda suspendida algunos instantes, pierde una parte de su ácido carbónico, y por consiguiente de su carbonato de cal. La misma gota al caer en el suelo deposita en él nueva porcion de carbonato calizo. Pero como todas ellas vienen á formarse en el mismo paraje del techo, producen una incrustacion caliza, una estalactita, que va prolongán-

Fig. 371.



dose hácia el suelo. Inmediatamente debajo de ella y arrancando del piso de la gruta, se eleva otra igual, una estalagmita. Estas dos incrustaciones tienden á reunirse, y con el tiempo llegan á formar una verdadera columna. El carbonato de cal que las compone se halla cristalizado, lo cual se reconoce fácilmente en su fractura. Este carbonato, susceptible de un hermoso pulimento, constituye los *alabastros calizos*, que presentan diferentes dibujos: unas veces listados, otras en aguas; y cuando gozan de cierta trasparencia y brillo en su superficie se llaman *alabastros orientales*.

§ 572. Tambien en el mármol sacaroideo existe cristalizado el carbonato de cal, pero los cristales tienen mucha adherencia unos con otros. Las diversas rocas calizas que se encuentran en todos los terrenos de sedimento, y que suelen formar bancos ó capas de mucho espesor, presentan carbonato de cal compacto, pero en diferente estado de agregacion. Las calizas de los terrenos de transicion son muy compactas; otro tanto se verifica con algunas otras de los terrenos secundarios, y finalmente las de formacion terciaria son en general menos compactas. La mayor parte de estas rocas calizas contienen impresiones y restos de moluscos en tal número, que llegan á veces hasta formarlas enteramente. La creta es una roca caliza, muy poco agregada, perteneciente á la formacion terciaria.

Las cubiertas de los moluscos, la cáscara de los huevos de pájaros, las conchas de los cangrejos se componen de carbonato de cal casi puro; y los huesos del hombre y de los animales lo contienen tambien en proporcion notable.

§ 573. El carbonato de cal, sometido á la accion del calor, se descompone ántes de fundirse. Pero calentándole en un cañon de fusil cerrado herméticamente, se derrite sin descomponerse, porque la fuerte presion que se desenvuelve en el tubo, impide el desprendimiento del ácido carbonico. Si se deja enfriar el tubo lentamente, el carbonato fundido toma textura cristalina, y adquiere el mismo aspecto del mármol sacaroideo.

El carbonato de cal no se disuelve sensiblemente en el agua pura, y al contrario lo verifica en proporcion bastante notable en agua cargada de ácido carbónico.

Nitrato de cal.

§ 574. Obtiénese esta sal disolviendo carbonato de cal en ácido nítrico, y concentrando al fuego la disolucion, que se cuaja en masa cristalina por enfriamiento. El nitrato de cal es delicuescente.

Fosfatos de cal.

§ 575. Entre los fosfatos de cal, los correspondientes al ácido fosfórico trihidratado, ó ácido fosfórico ordinario. son los que presentan propiedades mas conocidas. Cuando se tratan por el ácido sulfúrico las cenizas de los huesos, se forma sulfato de cal, que se separa á causa de su muy escasa solubilidad. En el líquido queda un fosfato de cal, llamado impropiamente *bifosfato de cal*, y que se precipita en forma de laminitas cristalinas, si aquel se encuentra suficientemente concentrado. La fórmula de la sal es $(CaO+2HO)PhO^5$. Hemos visto (§ 212) que se emplea este producto en la extraccion del fósforo.

Si se vierte una disolucion de fosfato de sosa ordinario. cuya fórmula es $(2NaO+HO)PhO^5+24HO$, en otra de una sal calcárea, se obtiene un precipitado blanco, gelatinoso, de la fórmula

$$(2CaO+HO)PhO^5+4HO.$$

Si se pone este precipitado en digestion con el amoniaco, pierde una porcion de su ácido fosfórico, y queda otro precipitado de la fórmula $3CaO.PhO^5$. Se precipita inmediatamente el mismo fosfato $3CaO.PhO^5$, cuando se echa un exceso de ácido fosfórico en una disolucion de cloruro de calcio, y se satura el líquido con otro exceso de amoniaco.

Las cenizas de los huesos se hallan formadas de $\frac{4}{5}$ de fosfato de cal, y $\frac{1}{5}$ de carbonato de cal. El fosfato de cal de los huesos tiene por fórmula $3CaO.PhO^5$.

Estos diversos fosfatos de cal, á excepcion del bifosfato, son insolubles en el agua; pero se disuelven fácilmente en un líquido ácido.

La naturaleza nos presenta el fosfato de cal cristalizado, y el mineral que lo contiene se llama *apatito*. El fosfato $3CaO.PhO^5$ se encuentra en él, combinado con una corta cantidad de cloruro y fluoruro de calcio. Existe tambien en las dos variedades de este mineral, llamadas *esparraguina* y *fosforita*. Esta última se halla con muchísima abundancia en Logrosan de Estremadura (España), y es notable por la mucha fosforecencia que da, echada sobre las ascuas.

Cuando se calienta el bifosfato de cal $(CaO+2HO)PhO^5$ hasta el calor rojo, se funde, y forma al enfriarse una materia vitrea. La naturaleza de la sal cambia completamente, pues de soluble que era se ha hecho insoluble en el agua. Por la accion del calor, el

fosfato pasa de la modificacion tribásica á la monobásica; y el producto calcinado es un *metafosfato de cal*, $CaO.PhO^5$.

Clorato de cal.

§ 576. Obtiénese esta sal, mezclada con cloruro de calcio, haciendo pasar una corriente de cloro por una lechada de cal. Se forma desde luego hipoclorito de cal y cloruro de calcio, pero si continúa pasando la corriente de cloro, despues que toda la sal se ha trasformado en sus dos productos, se manifiesta nueva reaccion, y se forma clorato de cal, sobre todo si se cuida de elevar la temperatura. Puede servir este líquido para obtener el clorato de potasa, y sin mas que echar en él cloruro de potasio, se produce doble descomposicion y se precipita clorato de potasa.

Hipoclorito de cal.

§ 577. Esta sal es muy importante por sus aplicaciones, y la emplean principalmente para blanquear la ropa. Se obtiene hipoclorito de cal en estado de pureza, agregando á la lechada de cal una disolucion de ácido hipocloroso; pero es preciso dejar un exceso de cal, porque en el momento que llega á superar la cantidad de ácido hipocloroso, el hipoclorito se descompone en clorato de cal y en cloruro de calcio:

$$3(CaO.ClO) = CaO.ClO^5 + 2CaCl.$$

La disolucion de hipoclorito de cal pone azul, en los primeros instantes, la tintura de tornasol enrojecida por un ácido, y luego la descolora completamente.

El cloro no ejerce accion sobre la cal viva, pero si se hace pasar una corriente lenta de cloro sobre la cal hidratada, se forma hipoclorito de cal y cloruro de calcio:

$$2CaO + 2Cl = CaO.ClO + CaCl.$$

Es esencial que quede siempre un exceso de cal; pues cuando esta base se convierte por entero en hipoclorito de cal y en cloruro de calcio, y continua la corriente de cloro, se origina nueva reaccion y con frecuencia repentinamente: el hipoclorito de cal se trasforma en clorato de cal y en cloruro de calcio. Esta reaccion se manifiesta sobre todo cuando la temperatura es muy elevada, ya por llegar el cloro en gran cantidad, ya por calentarse la materia.

§ 578. En el comercio dan el nombre de *cloruro de cal* á una

mezcla de hipoclorito de cal, de cloruro de calcio y de cal hidratada, que se obtiene saturando incompletamente de cloro la cal apagada. Se fabrica este producto en muy crecida cantidad, por ser el que se emplea casi exclusivamente para el blanqueo.

El cloro se prepara mediante la reaccion que produce, á fuego lento, una mezcla de sal marina, peróxido de manganeso y ácido sulfúrico diluido. Sirve para el efecto un aparato de plomo, compuesto de una cuba *abcd* (fig. 372), contenida en otra de palastro.

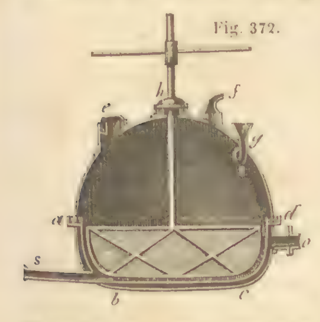


Fig. 372.

Se introduce vapor de agua, por el orificio *o*, en el intérvalo de las dos cubas, á fin de mantener la temperatura á unos 60°. El tubo *s* sirve para sacar las materias cuando han desprendido todo su cloro. Se cubre la cuba con una cobertera en forma de cucurbita, que tiene varios orificios en su parte superior: uno *e*, que sirve para introducir las materias, otro *f*, que da salida al gas, otro *g*, sobre el cual se suelda un tubo de seguridad, provisto de su embudo para verter el ácido, que se echa en diferentes veces; finalmente, por la abertura *h* pasa una varilla de hierro cubierta de plomo y terminada por abajo en una paleta de palastro *mn*, cubierta tambien de plomo y que sirve para remover la mezcla. Los golletes de los orificios los forma una canalita circular de plomo, en la cual se vierte ácido sulfúrico á fin de cerrar las aberturas herméticamente. Esta disposicion se comprenderá mejor, examinando la figura 372.

La corriente de cloro penetra en unas cámaras de mampostería donde hay dispuestas en estantes gran número de tablas, sobre las cuales se extiende una capa de hidrato de cal, de 2 centímetros poco mas ó menos de espesor. Otras veces las cámaras son muy bajas, y se esparce el hidrato de cal sobre el suelo, de modo que forme una capa de 5 á 6 centímetros de espesor. En este caso es menester revolver continuamente la materia, sirviéndose de rastros, á fin de renovar las superficies. Cuando la cal ha absorbido una cantidad suficiente de cloro, se saca la materia y se conserva en barriles.

Tratando el cloruro de cal por el agua, se disuelve el hipoclorito de cal y el cloruro de calcio; la cal hidratada excedente queda en estado de papilla. El líquido clarificado puede separarse por filtracion, ó decantacion.

El cloruro de cal se prepara por lo regular en las fábricas mismas donde lo emplean en disolucion. Se dirige el cloro á capacidades cilíndricas, llenas hasta la mitad de una lechada de cal, que se remueve continuamente con un rastro para activar la absorcion del cloro.

El hipoclorito de cal se deja descomponer por los ácidos mas débiles, hasta por el ácido carbónico; siendo esta la causa de que aquel cuerpo despida constantemente el olor del ácido hipocloroso, pues en efecto este ácido es desalojado por el ácido carbónico del aire.

La disolucion acuosa del cloro ejerce accion oxidante sobre todos los cuerpos que pueden formar grados superiores de oxidacion: y hemos dado de ello numerosos ejemplos. En virtud de esta misma accion oxidante, la disolucion de cloro posee la propiedad de destruir el color de las materias orgánicas, obrando del mismo modo que el agua oxigenada. El agua se descompone en este caso: su hidrógeno se combina con el cloro, y el oxígeno en estado naciente oxida la materia orgánica, que las mas de las veces se convierte en un nuevo cuerpo incoloro. Hemos de ver ademas que las materias orgánicas, sometidas á acciones oxidantes, acaban por trasformarse en ácidos que es fácil separar por medio de materias alcalinas. Segun esto las sustancias orgánicas coloreadas que se han fijado en las telas á favor de una afinidad especial, y que en tal estado son insolubles en el agua y en las lejías alcalinas, se reducirán, siempre por la accion oxidante, á otras sustancias dotadas de propiedades ácidas, que podrán separarse con facilidad valiéndose de disoluciones alcalinas. Es fácil ver que 1 equivalente de ácido hipocloroso, ó 1 equivalente de hipoclorito de cal, debe ejercer en presencia de los ácidos la misma accion oxidante y descolorante que 2 equivalentes de oxígeno en estado naciente, ó que 2 equivalentes de cloro disueltos en el agua: pues el ácido hipocloroso libre se descompone con la mayor facilidad en 1 equivalente de cloro y en otro de oxígeno. Ahora bien, para obtener 1 equivalente de hipoclorito de cal es necesario que obren 2 equivalentes de cloro sobre otros 2 de cal hidratada; luego el líquido que se obtiene tratando el cloruro de cal por el agua, debe ejercer el mismo poder descolorante que la cantidad de cloro empleada para producir este cloruro de cal.

Para desteñir o blanquear una tela se la humedece primero en una disolucion debilitada de ácido clorhídrico, se le da luego un baño de cloruro de cal, y por ultimo se la pasa por lejía.

Empleasé tambien el cloruro de calcio para destruir los miasmas pútridos, ó malos olores. El ácido carbonico del aire va poco á poco desalojando al ácido hipocloroso, el cual destruye, como lo

hace el cloro, las sustancias que despiden el mal olor. El mejor medio de emplear el cloruro de cal para este uso, se reduce á empapar un lienzo en una disolucion concentrada de cloruro de calcio, y á dejarlo suspendido en el espacio cuyo aire se quiera purificar.

§ 579. El cloruro de calcio que se prepara en las fábricas ha de presentar por precision grados de riqueza muy variables, y es importante para el comprador tener medios para determinar fácil y exactamente el poder descolorante, pues este es lo único que constituye su valor venal. Esta determinacion se ejecuta por medio de *ensayos clorométricos*, que describiremos extendiéndonos todo lo posible.

Para comparar los valores venales de las diferentes calidades de cloruro de cal que corren en el comercio, es preciso averiguar cuáles son los pesos de estos diversos cloruros que descoloran un mismo volúmen de una disolucion, en proporciones conocidas, de materia colorante orgánica. Los valores de los cloruros se hallarán en razon inversa de estos pesos.

La materia colorante que se elige es una disolucion de índigo en ácido sulfúrico. Para prepararla se trata el índigo del comercio por el ácido sulfúrico de Nordhausen, que la disuelve en proporcion considerable, y luego se añade agua. De este modo se obtiene un líquido de color azul subido, cuya descoloracion es muy perceptible, pues pasa inmediatamente del color azul intenso al amarillo. Se dilata con agua la disolucion índigo, hasta tanto que 1 litro de este líquido sea desteñido exactamente por 1 litro de cloro seco, á la temperatura de 0° y bajo la presion de 0m,760.

Para lograr este resultado se principia por preparar una disolucion normal de cloro, que sirve en seguida para obtener la disolucion de índigo con las condiciones indicadas. Pueden emplearse diferentes medios para formar la disolucion normal, pero describiremos el mas sencillo. Se llena un frasco de cloro seco (página 251, t. I); se tapa con un tapon esmerilado, y se anota al propio tiempo la temperatura y presion barométrica. Se introduce este frasco boca á bajo en una disolucion debil de potasa (fig. 373); y se destapa lo preciso nada mas para que penetre en él una ligerísima cantidad de la disolucion alcalina, ajustando inmediatamente el tapon. Se agita



Fig. 373.

un poco el frasco, siempre dentro del baño, con lo cual se produce un vacío por efecto de la absorcion del cloro; se destapa otra vez, como ántes, para dejar entrar otra pequeña porcion de líquido, y se cierra nuevamente. Se agita y se repiten estas operaciones hasta que sea completa la absorcion del cloro. Si el frasco no contenia primitivamente otra cosa que cloro, es evidente que se llenará todo él de disolucion alcalina. Mas si con el cloro se hubiese mezclado aire atmosférico, este flúido quedaria despues de la absorcion de aquel gas. Como quiera que sea, el volúmen del líquido alcalino que ha penetrado en el frasco, es exactamente igual al del cloro que ha sido absorbido. Luego si en el momento que se tapa el frasco se encuentra el cloro en las circunstancias normales de temperatura y de presion, esto es, á 0° y bajo la presion barométrica de $0^{m},760$, la disolucion de potasa contendrá un volúmen igual al suyo de cloro seco en las circunstancias indicadas, y diremos que su dósis normal es 100. Pero si la temperatura ambiente fuera t en el momento que se tapa el frasco, y la presion H, la disolucion de potasa solo contendria un volúmen de cloro, representado por $\frac{1}{1+0,00367.\,t}\cdot\frac{H}{760}$ en las condiciones normales, y su dósis normal seria expresada por $100.\,\frac{1}{1+0,00367.\,t}\cdot\frac{H}{760}$.

Fig. 374.

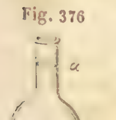
Es necesario ahora dilatar en agua la disolucion índigo, de manera que 50^{cc} de esta disolucion sean exactamente desteñidos por $50.\,\frac{1}{1+0.00367.\,t}\cdot\frac{H}{760}$ de la disolucion de potasa descolorante. A fin de ahorrar largos tanteos, se principia por un ensayo preliminár de la disolucion índigo; y al efecto se toman 50^{cc} con una bombilla D (fig. 374), que lleva una señal y en el punto donde se detiene el nivel del líquido para formar los 50^{cc}, y se echan en un vaso puesto sobre un papel blanco. Se llena la bureta (fig. 375), hasta la division 0, de líquido descolorante normal, y se vierte este poco á poco hasta el momento de la descoloracion. Sea n el numero de divisiones ocupadas por el líquido vertido, que equivaldrán á $\frac{n}{2}$ centímetros cúbicos, puesto que la bureta se halla dividida en medios centímetros cúbicos. La dósis de la disolucion índigo se hallará expresada por $n.\,\frac{1}{1+0,00367.\,t}\cdot\frac{H}{760}$, y será menester añadir agua hasta reducir dicha dósis á la normal, representada por 100. Supongamos que el valor numérico de la

Fig. 375.

expresion precedente sea 175, no habrá mas que se añadir agua á 100 partes de la disolucion índigo, hasta que el volúmen sea 175, para obtener una disolucion que contenga la dósis normal 100. Convendrá sin embargo asegurarse de la exactitud de esta dósis por un segundo ensayo, y aun rectificar este si fuese necesario. El líquido coloreado normal debe conservarse en un frasco bien tapado.

Para aplicar estos ensayos á la determinacion de la riqueza de un cloruro descolorante, se toman varios fragmentos de las diferentes partes de la masa que se trata de reconocer, para formar una muestra que represente su riqueza media. Se trituran 10 gramos de esta muestra en un mortero de porcelana ó de vidrio, incorporándoles un poco de agua. En seguida se añade mayor cantidad de agua, que se decanta, recibiéndola en un filtro colocado sobre un vaso A de 1 litro de cabida (fig. 376). Se vuelve á echar agua en el mortero, y esta en el filtro, repitiendo varias veces la misma operacion; y por último se completa el volúmen 1 litro del vaso A, hasta que el nivel enrase con la señal α. Se agita con una varilla de vidrio, para dar la debida homogeneidad á la mezcla. Puede evitarse la filtracion decantando el líquido con cuidado.

Fig. 376



Cuando este queda claro, sea por el reposo, sea por la filtracion, se llena la bureta hasta la division 0. Separadamente se toman con la bombilla D, 50^{cc} de la disolucion normal de índigo, que se echan en el vaso B (fig. 377) colocado sobre un pliego de papel blanco; en seguida se va vertiendo poco á poco la disolucion del cloruro descolorante, teniendo cuidado de agitar el vaso con la mano izquierda, y de echar gota á gota el líquido cuando se aproxima el momento de la descoloracion. Supongamos que hayan sido precisas 115 divisiones para producirla, la dósis del cloruro será $\frac{100}{115}=86°,9$.

Fig. 377.



Si pudiera hacerse el ensayo inversamente, es decir, echando con la bureta la disolucion normal de índigo en un volúmen de 50 centímetros cúbicos de la disolucion del cloruro descolorante, hasta que esta última tomase una tinta azul, es claro que la dósis del cloruro seria dada inmediatamente por el número de medios centímetros cúbicos de disolucion índigo que hubiera sido preciso emplear. Pero no es posible proceder así, porque esta última disolucion encierra gran cantidad de ácido, de modo que las primeras porciones vertidas en el líquido descolorante desprenden un

volúmen de cloro mayor que el necesario para descolorar el índigo que inmediatamente encuentran, pudiendo por consiguiente resultar una pérdida de cloro. Esta circunstancia no puede ocurrir cuando se vierte el cloruro en la disolucion de índigo, porque el cloro se halla constantemente en presencia de un exceso de este cuerpo.

§ 580. La disolucion de índigo es tan alterable, que puede dar márgen á muchos errores, sobre todo cuando se la emplea algun tiempo despues de preparada. Este inconveniente grave ha echo proscribir su uso en los ensayos clorométricos.

Se reemplaza actualmente por una disolucion normal de ácido arsenioso en el ácido clorhídrico: el cloro libre trasforma el ácido arsenioso en ácido arsénico. Es fácil reconocer el momento en que esta trasformacion se verifica completamente, pues la experiencia hace ver que si se tiñe una disolucion de ácido arsenioso con algunas gotas de índigo disuelto, el cloro no descolora esta tintura, hasta que ha trasformado todo el ácido arsenioso en ácido arsénico.

Para preparar la disolucion normal de ácido arsenioso, se pesan $4^{gr},439$ de este ácido puro, se disuelven en ácido clorhídrico dilatado en su volúmen de agua, y se añade todavía agua á la disolucion hasta que ocupe el volúmen de 1 litro. Si hubiera alguna duda sobre la pureza del ácido arsenioso, seria menester rectificar la dósis de la disolucion arseniosa, valiéndose de la disolucion normal de cloro, preparada como se ha dicho anteriormente.

No debe reputarse como definitivo el resultado del primer ensayo, ántes bien conviene tenerlo por aproximado, y repetir la operacion á fin de lograr toda la exactitud posible. Para esto no hay mas que echar inmediatamente en los $50^{c.c}$ de la disolucion arseniosa no coloreada, un volúmen de disolucion de cloruro, algo inferior al que habia producido la descoloracion en el primer ensayo, y agregar despues algunas gotas de la disolucion índigo para teñir el líquido. Se vierte en seguida el cloruro gota á gota, y de esta suerte puede apreciarse con mucha exactitud el instante de la descoloracion.

Fig. 378.

Para llenar la bombilla D de disolucion arseniosa, siempre será mas prudente hacerlo por inmersion, como representa la figura 378, para evitar todo el riesgo que pudiera haber aspirando con la boca.

COMBINACIONES DEL CALCIO CON EL AZUFRE.

§ 581. El calcio forma muchas combinaciones con el azufre. Cuando se calcina sulfato de cal mezclado con carbon, se le trasforma en monosulfuro de calcio, CaS, materia blanca, casi insoluble en el agua. Si se hace hervir una lechada de cal con flor de azufre, se obtienen sulfuros mas sulfurados, que quedan en disolucion con el hiposulfito de cal. Si hay azufre en exceso, y se mantiene la ebullicion por largo tiempo, resulta pentasulfuro de calcio, CaS^5, que queda disuelto, y no se deposita por enfriamiento. Si la ebullicion dura menos tiempo, y se filtra el líquido caliente, se obtiene una disolucion amarilla, que al enfriarse precipita cristales en agujas anaranjadas de bisulfuro CaS^2. Este compuesto es poco soluble en el agua fria que disuelve $\frac{1}{400}$ de su peso.

COMBINACION DEL CALCIO CON EL CLORO.

§ 582. Solo se conoce una combinacion del calcio con el cloro; y se prepara disolviendo cal hidratada, ó carbonato de cal, en ácido clorhídrico. Obtiénese cloruro de calcio en gran cantidad, cuando se prepara el amoniaco. Hemos visto (§ 128) que en las fábricas introducen con este objeto en grandes cilindros de hierro colado una mezcla de cal y clorhidrato de amoniaco; la cual deja por residuo cloruro de calcio, mezclado solamente con un corto exceso de cal. Se trata este residuo por el agua fria, que disuelve al cloruro. Se evapora esta disolucion hasta que se halle bien concentrada, se deja enfriar; y con esto se obtienen cristales voluminosos, de cloruro de calcio hidratado, delicuescentes al aire, y cuya fórmula es

$$CaCl + 6HO.$$

Al disolverse en el agua, la enfrían; y hemos visto (§ 380) que este enfriamiento es muy considerable cuando se les mezcla con hielo machacado, pues baja la temperatura hasta — 45°. El cloruro de calcio hidratado se funde con mucha facilidad en su agua de cristalizacion: calentado hasta 200°, suelta 4 equivalentes de agua convirtiéndose en una masa porosa, muy ávida de humedad y propia en eminente grado para desecar los gases. Si se calienta mas, pierde toda el agua que le queda, fundiéndose en seguida al calor rojo. Cuando se quiere conservar este cloruro fundido, se le vierte inmediatamente sobre una superficie plana, para darle la forma de placas, se reduce á fragmentos, que se guardan en frascos bien tapados,

y en tal estado sirve continuamente en los laboratorios, ya para desecar gases, ya para absorber el agua que contienen mezclada los líquidos de orígen orgánico.

El cloruro de calcio anhidro es muy soluble en el agua, y se disuelve con elevacion de temperatura. El calor desprendido por su combinacion con el agua, supera al que queda latente en el acto de la disolucion del cloruro hidratado. El alcohol absoluto le disuelve tambien en proporcion considerable. La disolucion alcohólica, hecha en caliente, deposita al enfriarse cristales de una combinacion de cloruro de calcio con el alcohol : un *alcoholato* de cloruro de calcio.

Si se deja hervir una disolucion concentrada de cloruro de calcio con un exceso de cal hidratada, gran parte de este hidrato se disuelve. Filtrado el líquido, deposita al enfriarse una combinacion cristalizada de cloruro de calcio y de cal, que tiene por fórmula $CaCl + 3CaO + 15HO$.

COMBINACION DEL CALCIO CON EL FLUOR.

§ 583. El fluoruro de calcio existe en la naturaleza, ya en masas compactas de diversos colores, ó ya en hermosos cristales cúbicos, modificados á veces por las caras del octaedro. Los mineralogistas le dan el nombre de *espato fluor*. Es notable en este mineral el fenómeno de fosforescencia que produce por la accion del calor : si reducido á polvo se le calienta en una cuchara de hierro, se vuelve luminoso mucho ántes de llegar al calor rojo, y desprende una luz purpúrea y tambien verde segun los ejemplares. El fluoruro de calcio sirve en los laboratorios para preparar el ácido fluorhídrico (§ 209).

Caractéres distintivos de las sales de cal.

§ 584. Estas sales no precipitan con el amoniaco, distinguiéndose por este solo carácter de los metales terrosos, y de nuestra segunda clase de metales propiamente dichos (§ 282).

Dan precipitado con los carbonatos alcalinos, lo cual las separa de las sales formadas por los metales alcalinos.

Si se vierte ácido sulfúrico, ó un sulfato soluble, en una disolucion muy dilatada de una sal caliza, no se forma precipitado; siendo así que lo producen en igual circunstancia las sales de barita y estronciana. Cuando las disoluciones de las sales de cal son muy concentradas, se forma un precipitado de sulfato de cal hidratado, que al cabo de cierto tiempo se agrega en forma de laminitas cristalinas, las cuales pueden reconocerse fácilmente con una lente ó microscopio.

Con el ácido oxálico y los oxalatos solubles dan un precipitado granuloso de oxalato de cal, casi insoluble en el agua, y muy poco soluble en un exceso de ácido. Esta propiedad no solo sirve para reconocer la cal, sino tambien para precipitarla de los líquidos que la contienen, como es necesario en los análisis químicos.

MAGNESIO.

Equivalente = 151,3.

§ 585. Obtiénese el magnesio * descomponiendo el cloruro de magnesio anhidro por el potasio ó por el sodio. Se colocan en el fondo de un crisol de platino algunos glóbulos de potasio ó sodio, y sobre estos, fragmentos de cloruro de magnesio. Se cubre el crisol con su tapadera, que se sujeta con un alambre de hierro, y se somete á la accion del calor producido por una lámpara de alcohol. La reaccion se verifica al calor rojo, con tan viva deflagracion que proyectaria con fuerza la tapadera del crisol, á no hallarse esta sólidamente fija. El potasio se combina con el cloro, y el magnesio queda libre. Se deja enfriar el crisol, y se trata la materia por el agua tan fria como sea posible: el cloruro de potasio y el de magnesio no descompuesto se disuelven, y el magnesio queda en forma de glóbulos metálicos.

Este metal posee cierta ductilidad, y presenta el color y brillo de la plata. Es menos alterable al aire que los metales precedentes, y no descompone sensiblemente el agua fria; pero si la temperatura de este líquido pasa de 30°, su descomposicion principia al instante, siendo muy viva hácia los 100°. Cuando se le calienta hasta el rojo sombrío, al aire ó en el oxígeno, se enciende; y lo verifica igualmente en una atmósfera de cloro.

COMBINACION DEL MAGNESIO CON EL OXÍGENO.

§ 586. Hasta ahora no se conoce mas que una combinacion del magnesio con el oxígeno.

Para preparar el prótoxido de magnesio, ó *magnesia,* no hay mas que calcinar el hidrocarbonato de magnesia, ó la *magnesia blanca* ó *alba* de los farmacéuticos. Como este hidrocarbonato es muy ligero, la magnesia que de él se saca es tambien muy ligera, y hay que emplearlo en volúmen considerable para obtener un peso algo notable de materia. Esta circunstancia es un verdadero inconveniente en muchas reacciones químicas, sobre todo cuando estas se producen por via seca en vasos de cortas dimensiones. Para tales casos se prepara la magnesia por la calcinacion del nitrato de esta base, pues se obtiene un óxido mucho mas denso.

* M. Bussy es el primero que ha aislado el magnesio, valiéndose del procedimiento que ya habia empleado Wœhler para obtener el aluminio y glucinio.

La magnesia es un polvo blanco, infusible á las temperaturas mas elevadas de nuestros hornos; muy poco soluble en el agua, pues requiere unas 5000 partes de este líquido para disolverse. Sin embargo esta solubilidad es suficiente para que la magnesia humedecida restablezca el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Es una base poderosa, y satura bien los ácidos. La cal la precipita de sus disoluciones, lo cual es debido principalmente á que la magnesia es aun menos soluble en el agua que la cal.

La magnesia anhidra se combina con el agua, pero con tal lentitud que apénas es sensible el desprendimiento de calor: forma en este caso un monohidrato $MgO + HO$, que la accion del calor reduce fácilmente al estado anhidro. Fórmase tambien este hidrato cuando se trata por la potasa la disolucion de una sal magnesiana.

La magnesia cáustica es un antídoto muy eficaz del ácido arsenioso, pues se combina con este y forma un compuesto insoluble, que no tiene accion venenosa. Conviene tomar en estos casos la magnesia hidratada, ó muy poco calcinada; su carbonato no podria servir para este objeto.

§ 587. Puede obtenerse la composicion de la magnesia por la síntesis del sulfato de esta base, es decir determinando, como lo hemos hecho para la cal (§ 559), el peso de sulfato dado por otro peso conocido de magnesia. Podríamos deducirla tambien por el análisis directo del sulfato de magnesia, tratando un peso determinado de este sulfato por el cloruro de bario, y pesando el sulfato de barita obtenido.

Sales formadas por la magnesia.

Sulfato de magnesia.

§ 588. El sulfato de magnesia natural, llamado *epsomita* por los mineralogistas, existe disuelto en muchas aguas minerales, principalmente en las de Epsom (Inglaterra), de Sedlitz y Pullna en Bohemia. En España se le encuentra en Vacia-Madrid, en Higuera (provincia de Albacete), y de aquí el nombre de *sal de la Higuera* ó *sal de la Mancha*. En Calatayud (Aragon) se presenta tambien en estado de hidrato cristalizado, formando hilos ó prismas capilares sumamente finos, con lustre sedoso, suspendidos del techo de las cuevas en medio de terrenos de yeso y arcilla.

Las aguas minerales que contienen sulfato de magnesia en disolucion se emplean como purgantes para los usos de la medicina. La presencia en ellas del sulfato de magnesia procede al parecer de la

reaccion del sulfato de cal disuelto en el agua, sobre la caliza magnesiana que entra en la constitucion del terreno. Permaneciendo largo tiempo sobre el suelo magnesiano las aguas cargadas de sulfato de cal, se produce la reaccion indicada entre este sulfato y el carbonato de magnesia, resultando de ella carbonato de cal, insoluble, y sulfato de magnesia que queda disuelto. Se dejan expuestas al aire las aguas magnesianas en estanques poco profundos, donde se concentran por evaporacion; completando esta por la accion del fuego, se obtiene sulfato de magnesia cristalizado.

La formacion natural del sulfato de magnesia, debida á la reaccion entre el sulfato de cal disuelto y el carbonato de magnesia, puede demostrarse directamente por la experiencia. Si se filtra con lentitud y repetidas veces agua saturada de sulfato de cal, por entre una capa gruesa de caliza magnesiana, se observa que esta agua solo contiene sulfato de magnesia. Pero tambien puede resultar una descomposicion inversa, si se opera á temperaturas elevadas; y en efecto, cuando se calienta hasta unos 200° carbonato de cal junto con una disolucion de sulfato de magnesia, en un tubo fuerte de vidrio, cerrado por sus extremos, se forma sulfato de cal y carbonato de magnesia. Esta reaccion inversa es de suma importancia en la Geologia, pues sirve para explicar la formacion de las calizas magnesianas naturales: se admite que el carbonato de magnesia ha sido formado por la reaccion del carbonato de cal sobre el sulfato de magnesia disuelto en las aguas calientes que llenan las profundidades del globo, y que por consiguiente pueden haber adquirido una temperatura elevada en sus capas inferiores.

Se obtiene igualmente sulfato de magnesia tratando por el ácido sulfúrico el carbonato natural de magnesia, ó las calizas magnesianas que le contienen en gran proporcion, tales como la dolomía: se forma sulfato de cal muy poco soluble en el agua, y sulfato de magnesia que es muy soluble, en caliente sobre todo.

Finalmente, hemos visto (§ 504 y 507) que las aguas madres de las salinas contienen proporciones considerables de esta sal, y pueden dar con facilidad y pocos gastos todo el sulfato de magnesia que emplea la medicina.

§ 589. El sulfato de magnesia cristaliza, á la temperatura ordinaria, en prismas largos y delgados, siendo entónces su fórmula $MgO.SO^3+7HO$. Si la cristalizacion se verifica á temperaturas elevadas, la sal que se forma no encierra mas que 6 equivalentes de agua. Finalmente, cuando la temperatura es de muchos grados bajo 0°, resulta, una sal mas hidratada, obteniéndose cristales voluminosos de la fórmula $MgO.SO^3+12HO$. Calentando este sulfato

hasta 240°, retiene todavía 1 equivalente de agua, pero lo pierde á temperaturas mas elevadas, quedando en estado de sal anhidra, que se funde al calor rojo. A 0°, 100 partes de agua disuelven con corta diferencia 26 partes de sal. En la lámina de la página 72 se ve representada la curva de solubilidad del sulfato de magnesia, para las temperaturas comprendidas entre 0° y 100°.

Esta sal se combina con los sulfatos alcalinos y con el de amoniaco, dando sales dobles que cristalizan fácilmente. El sulfato doble de magnesia y potasa tiene por fórmula

$$MgO.SO^3 + KO.SO^3 + 6HO,$$

y es el que hemos dicho depositan en cantidad considerable las aguas madres de las salinas (§ 508). El sulfato doble de magnesia y amoniaco es isomorfo al anterior, y su fórmula es :

$$MgO.SO^3 + (AzH^3.HO)SO^3 + 6HO.$$

Nitrato de magnesia.

§ 590. Esta sal se prepara disolviendo la magnesia blanca en el ácido nítrico. Es muy soluble en el agua, y delicuescente al aire : se descompone al calor rojo y deja por residuo magnesia pura.

Carbonato de magnesia.

§ 591. Este carbonato se encuentra en la naturaleza por lo regular en masas compactas, y á veces tambien cristalizado en romboedros. Existe igualmente combinado con el carbonato de cal que le es isomorfo, hallándose ademas en corta cantidad en casi todas las calizas. La *dolomía* de los mineralogistas, que forma rocas considerables en muchos parajes, señaladamente en los Alpes, es un carbonato doble de cal y magnesia, de la fórmula $CaO.CO^2 + MgO.CO^2$.

Cuando se vierte un carbonato alcalino en la disolucion de una sal magnesiana, se forma un precipitado gelatinoso blanco, que es un hidrocarbonato de magnesia, es decir, una combinacion de hidrato y carbonato de magnesia. Las proporciones de estos dos compuestos son variables, segun la cantidad de carbonato alcalino que se emplee, el estado de concentracion de los líquidos y su temperatura. Este producto se prepara en grande para los usos de la medicina, y los farmacéuticos le dan el nombre de *magnesia blanca* ó *magnesia alba*. Tratan siempre de obtenerlo lo mas ligero posible, y con este objeto mezclan disoluciones dilatadas y calientes de sulfato de magnesia y carbonato de sosa. Se filtra el líquido por cestas de

forma rectangular, cubiertas interiormente de una tela bastante fina para retener el precipitado, que es de hidrocarbonato de magnesia. Despues de bien lavado y seco, forma masas rectangulares, porosas y de extremada ligereza.

La magnesia blanca se disuelve en proporcion notable en el agua cargada de ácido carbónico: abandonada al aire esta disolucion, pierde su ácido carbónico y deposita carbonato de magnesia hidratado $MgO.CO^2+3HO$.

Fosfatos de magnesia.

§ 592. Descomponiendo el hidrocarbonato de magnesia por el ácido fosfórico se obtiene un fosfato neutro de magnesia, soluble en 15 ó 20 partes de agua. El fosfato de magnesia forma con el fosfato de amoniaco fosfatos dobles muy poco solubles. Si en una disolucion caliente de sulfato de magnesia, se vierte otra de fosfato de amoniaco, se depositan por enfriamiento pequeños cristales prismáticos de un fosfato doble, que tiene por fórmula

$$[2(AzH^3.HO)+HO]PhO^5+(2MgO+HO)PhO^5+6HO.$$

Por el contrario, si en una disolucion de sulfato de magnesia, se echa primeramente clorhidrato de amoniaco, luego amoniaco, que en este caso no forma precipitado, segun pronto hemos de ver (§ 596), y últimamente fosfato de amoniaco, se forma un precipitado granuloso, insoluble en el líquido que lo deposita, y cuya fórmula es

$$(AzH^3.HO+2MgO)PhO^5+6HO.$$

Pero es sensiblemente soluble en el agua pura, y por lo mismo es menester lavarlo con la menor cantidad posible de agua. Este fosfato doble ofrece mucho interés en los análisis químicos, por lo muy frecuente que es reducir la magnesia á este estado de combinacion, para precipitarla de sus disoluciones. Tambien se presenta en la economía animal, y forma piedras en la vejiga. Se le conoce con el nombre de *fosfato amoniaco-magnesiano.*

Silicatos de magnesia.

§ 593. La naturaleza nos presenta los silicatos de magnesia en lo general combinados con el agua, formando en muchos parajes rocas enteras y filones. El mineral llamado *magnesita* ó *espuma de mar,* y el *talco* se hallan compuestos de silicato de magnesia $MgO.SiO^3$, combinado con agua. La *serpentina* es igualmente un

silicato de magnesia combinado con el hidrato de la misma base, y tiene por fórmula $2(3MgO.2SiO^3)+MgO.2HO$. Esta sustancia forma masas considerables en ciertos terrenos antiguos: se encuentra en España, principalmente en Sierra Nevada, junto á Granada. Los ácidos la atacan con facilidad, y puede servir para preparar el sulfato de magnesia. Se deja labrar y trabajar á torno, y por esto y por sus hermosos colores es muy estimada para formar diversos objetos de arte y adorno, como vasos, columnas, cornisas, jambas, etc. Combinándose el silicato de magnesia con otros silicatos, constituye gran número de minerales que entran en la composicion de muchas rocas antiguas, entre otros: la piroxena, el amfibol y peridoto.

COMBINACION DEL MAGNESIO CON EL AZUFRE.

§ 594. Se obtiene un *monosulfuro de magnesio* cuando se calienta en un crisol una mezcla de sulfato de magnesia con carbon, pero el producto sale siempre mezclado con magnesia. Resulta mas puro este monosulfuro, agregando á la mezcla anterior un polisulfuro alcalino, ó tambien carbonato de sosa y un exceso de azufre. No se forma sulfuro de magnesio por via húmeda, esto es, haciendo hervir en agua magnesia y azufre. Esta carencia de reaccion es la que distingue la magnesia de las otras tierras alcalinas, acercándola á las tierras; pudiendo decirse que este óxido es el tránsito de las primeras á las segundas.

COMBINACION DEL MAGNESIO CON EL CLORO.

§ 595. Se obtiene cloruro de magnesio disuelto en agua, tratando la magnesia blanca por el ácido clorhídrico, evaporando la disolucion hasta que quede muy concentrada, y dejándola enfriar; con lo cual deposita cristales de cloruro de magnesio hidratado que tienen por fórmula $MgCl+5HO$. Si se continúa evaporando hasta sequedad, el cloruro de magnesio se descompone: se desprende ácido clorhídrico y queda magnesia libre. Esta descomposicion es todavía otro punto comun que tiene la magnesia con las tierras; pues los cloruros que estas forman, experimentan igual alteracion. Se obtiene cloruro de magnesio anhidro calentando una mezcla de magnesia y carbon en un tubo de porcelana, por el cual pase una corriente de cloro seco; pero como el cloruro de magnesio es muy poco volátil, resulta mezclado con carbon. Para prepararlo puro, es necesario disolver la magnesia blanca en ácido clorhídrico concentrado, incorporar sal amoniaco, evaporar hasta sequedad del residuo, y calentar este en un crisol de platino hasta el calor rojo,

valiéndose de una lámpara de alcohol. El cloruro de magnesio se combina con el clorhidrato de amoniaco, y adquiere de este modo la estabilidad necesaria para no descomponerse cuando se desaloja el agua por el calor. El cloruro doble desecado que se obtiene, se descompone en seguida por la accion del calor; el clorhidrato de amoniaco se desprende, y el cloruro de magnesio queda en estado de una materia fundida, que se solidifica por enfriamiento en masa cristalina. Hemos visto (§ 585) que este cloruro de magnesio anhidro sirve para preparar el magnesio metálico.

El cloruro de magnesio existe disuelto en las aguas del mar, y es el mismo que, segun hemos dicho (§ 509), encierran en cantidad considerable las aguas madres de las salinas, y que depositan en estado de cloruro doble de magnesio y potasio.

Caractéres distintivos de las sales de magnesia.

§ 596. Las sales de magnesia dan precipitados blancos gelatinosos con los carbonatos alcalinos, y con solo este carácter se las distingue de las sales alcalinas.

El amoniaco produce un precipitado blanco en las disoluciones magnesianas que no contengan exceso de ácido, ni sales amoniacales; en igual circunstancia las sales de barita estronciana y cal no dan precipitado. Pero si la disolucion magnesiana encierra cierta cantidad de una sal amoniacal cualquiera que sea, ya no precipitará con el amoniaco; pues la sal de magnesia forma entónces una sal doble amoniacal, que no se descompone por el amoniaco. Tampoco habrá precipitado si el líquido contiene mucho exceso de ácido, porque al saturarlo por el amoniaco, se forma una cantidad de sal amoniacal, suficiente para producir la sal doble magnesiana que no se descompone por el amoniaco. Igual fenómeno se manifiesta aun, cuando la sal de magnesia existe en el estado neutro, pues solamente se precipita una parte de la magnesia. En efecto, el ácido que la magnesia precipitada ha cedido al amoniaco, forma una cantidad de sal amoniacal suficiente para producir con la sal magnesiana que queda en el líquido, la sal doble que no se descompone por un exceso de amoniaco: otra propiedad mas que coloca á la magnesia entre las tierras alcalinas y las tierras.

Las sales de magnesia precipitan por el agua de cal.

No son precipitadas por los sulfatos alcalinos, á menos que el líquido magnesiano se halle concentrado hasta lo sumo, en cuyo caso el sulfato de magnesia podria cristalizar; aunque siempre es fácil comprobar que estos cristales son muy solubles en el agua. Al con-

trario las sales de barita y estronciana precipitan por los sulfatos, aun hallándose muy dilatadas sus disoluciones; las sales de cal dan tambien precipitado de sulfato de cal, fácil de reconocer en su aspecto, á no ser que se encuentren diluidas en un volúmen muy considerable de líquido.

Calentando al soplete las sales de magnesia con un poco de nitrato de cobalto, dejan un residuo de color de rosa.

Modo de determinar la proporcion de las tierras alcalinas; métodos para aislar unas de otras, y separarlas de los álcalis.

§ 597. Las proporciones de la barita y estronciana se determinan siempre, reduciendo estas bases al estado de sulfatos. Si están disueltas, es menester someterlas á la ebullicion, echar en el líquido unas gotas de ácido clorhídrico y luego cloruro de bario en disolucion. Se recoge el precipitado de sulfato de barita ó de estronciana sobre un pequeño filtro, se lava con agua caliente y se le seca sobre el mismo filtro. Cuando este se halla bien seco, la materia se despega fácilmente; se la deja caer con precaucion en un crisol de platino, que se calienta hasta el rojo sobre una lámpara de alcohol. Como el filtro puede retener alguna porcion de materia, es preciso quemarlo, recogiendo sus cenizas en el crisol. Para esto se le sujeta á la extremidad de un hilo de platino, se enciende por abajo, y se mantiene medio sumergido en el crisol, á fin de que la combustion sea lenta y no pueda proyectar fuera partes fijas de la sustancia. Se coloca el crisol con la materia que contiene en uno de los platillos de la balanza, y se iguala con pesos puestos en el platillo opuesto. Se saca despues la materia y se limpia el crisol, que se dispone de nuevo encima de la lámpara de alcohol, y se incinera en él un segundo filtro con las mismas dimensiones y cortado del mismo papel que el anterior. Para hacer que este filtro sea en todo lo posible igual al primero, debe haberse lavado con agua acidulada por ácido clorhídrico. Se coloca de nuevo el crisol en el platillo de la balanza, y es claro que si en el opuesto se han dejado los pesos que le equilibraban en el primer caso, el peso que ahora se añada para restablecer el equilibrio, representará el del sulfato. No conviene calcinar en el crisol el sulfato envuelto en el mismo filtro, porque se formaria siempre cierta cantidad de sulfuro de bario ó estroncio, por causa del carbon que contiene el filtro, y seria necesario, para no tener al fin otra cosa que sulfato, rociar la materia con un poco de ácido sulfúrico y calcinar de nuevo.

El método que acabamos de exponer para pesar esta clase de

precipitados puede servir como regla general para las operaciones de este género, que tan continuamente ocurren en los análisis cantitativos.

§ 598. Cuando en una disolucion no existe mas que cal combinada con un ácido volátil, ó con el ácido sulfúrico, puede averiguarse la dósis de la base, trasformándola en sulfato. Para el efecto se evapora el líquido hasta sequedad en una cápsula de porcelana, ó mejor de platino, se rocía el residuo con un poco de ácido sulfúrico, se evapora el exceso de ácido, se calienta la materia hasta el rojo y finalmente se pesa el sulfato de cal que resulta. Otras veces se evapora hasta sequedad la disolucion primitiva, añadiendo un poco de ácido sulfúrico, se trata el residuo por el alcohol debilitado, que no disuelve sensiblemente sulfato de cal, pero puede disolver otras materias salinas que pudieran existir en el líquido con el sulfato de cal. Se pesa este despues de lavado con alcohol, y calcinado.

Puede emplearse tambien un carbonato alcalino para precipitar la cal, ó mejor un oxalato, porque el oxalato de cal es aun mas insoluble que el carbonato, siempre que se añada un poco de amoniaco para que las disoluciones sean alcalinas. La cantidad de cal que existe en el precipitado puede determinarse, ya reduciendo este al estado de cal viva, ya al de carbonato, ó en fin al de sulfato de cal. Para obtenerlo en estado de cal viva, es menester calcinar el oxalato hasta el rojo blanco, asegurándose, despues de haberlo pesado, de que toda la cal se ha trasformado en cal cáustica; lo cual se reconocerá vertiendo unas gotas de ácido nítrico, que en este caso no debe producir efervescencia. Como por via de rectificacion, puede rociarse con ácido sulfúrico la materia calcinada, y determinar la cal en estado de sulfato, despues de una segunda calcinacion.

Para hallar la cantidad de cal por medio del carbonato, se añade carbonato de amoniaco á la materia calcinada en un crisol ó cápsula de platino, y en el mismo se calienta hasta el calor del rojo sombrío solamente, para desalojar el exceso de carbonato de amoniaco.

§ 599. Cuando la magnesia se encuentra sola en un líquido, en combinacion con un ácido volátil, ó con el ácido sulfúrico, puede determinarse su proporcion reduciéndola al estado de sulfato y operando exactamente como lo hemos hecho respecto de la cal. Podríamos precipitarla tambien en estado de carbonato con un carbonato alcalino, pero convendrá en este caso evaporar el líquido hasta sequedad, mezclado con un exceso de carbonato alcalino, y tratar el residuo por el agua. El carbonato de magnesia se separa por

entero, y no falta mas que calcinar el precipitado hasta el rojo, y pesarlo en estado de magnesia cáustica.

Tambien es frecuente determinar la magnesia por medio del fosfato. Para esto se principia por echar amoniaco en el líquido, y luego una disolucion de fosfato de amoniaco. Se recoge sobre un filtro el precipitado de fosfato amoniaco-magnesiano, se lava rápidamente, y se le pesa despues de calcinado. El fosfato de magnesia obtenido así contiene 36,6 por 100 de magnesia.

§ 600. Supongamos ahora que existan simultáneamente en un líquido bases alcalinas, potasa ó sosa, y las cuatro tierras alcalinas, barita, estronciana, cal y magnesia; y ademas que no se encuentren en él ácidos volátiles. Se echará en el líquido un exceso de carbonato de amoniaco, con lo cual se precipitarán las tierras en estado de carbonatos, y los álcalis únicamente quedarán disueltos. Evaporando hasta sequedad esta disolucion, despues de agregar un poco de ácido sulfúrico, se obtendrá un residuo que, calcinado hasta el rojo y fundido en un crisol de platino, no contendrá mas que sulfatos alcalinos, habiéndose desprendido por la accion del calor las sales amoniacales. Se pesarán los sulfatos alcalinos y se determinarán, por los procedimientos anteriormente descritos (§ 532, 533 y 534), las proporciones de potasa y sosa que contienen.

Se disuelven los carbonatos alcalinos en el ácido clorhídrico, se hace hervir la disolucion suficientemente diluida, y se vierte en ella ácido sulfúrico ó sulfato de amoniaco: solo la barita y estronciana se precipitan en estado de sulfatos. Se calcinan y pesan en seguida. Réstanos saber en qué proporciones se encuentran estas dos bases. Para esto se funden en un crisol de platino con el triple de su peso de carbonato de sosa puro, y se trata por el agua la masa que resulta. La barita y estronciana quedan en estado de carbonatos insolubles; y el ácido sulfúrico de los sulfatos se disuelve en el líquido alcalino. Se satura este con un exceso de ácido clorhídrico, y se precipita el ácido sulfúrico con el cloruro de bario. El peso del ácido sulfúrico así obtenido, comparado con el de los sulfatos de barita y estronciana que lo han producido, nos servirá con frecuencia para calcular con bastante exactitud la proporcion en que se hallan estas dos bases, al menos cuando sus cantidades sean aproximadamente iguales. Se procederá para esto como hemos explicado (§ 532), cuando se trató de analizar una mezcla de sulfatos de potasa y sosa.

Se tratan los carbonatos de barita y estronciana por el ácido clorhídrico, que los trasforma en cloruros. Se evapora hasta sequedad y se vierte en el residuo alcohol concentrado, que no disuelve

sensiblemente al cloruro de bario, pero disuelve con facilidad al cloruro de estroncio. Separadas de este modo las dos bases, podrá ya determinarse su proporcion reduciéndolas á sulfatos.

El líquido que queda despues de la separacion de la barita y estronciana, no contiene mas que cal y magnesia. Se le satura con amoniaco hasta comunicarle reaccion alcalina marcada, y en seguida se vierte en él oxalato de amoniaco, que da un precipitado de oxalato de cal. La presencia de las sales amoniacales en la disolucion, impide que se precipite la magnesia. La dósis del oxalato de cal se determina como lo hemos dicho (§ 598).

Se evapora hasta sequedad la disolucion, que solo contiene magnesia y sales amoniacales, se humedece el residuo con ácido sulfúrico y se calcina hasta el rojo: las sales amoniacales se desprenden y queda únicamente sulfato de magnesia. Tambien puede precipitarse esta base por el fosfato de amoniaco, y pesar el fosfato amoniaco-magnesiano despues de calcinado.

§ 601. Podemos seguir un órden algo diferente del anterior para precipitar las bases, cuando se trata de analizar una mezcla de sales de potasa, sosa, barita, estronciana, cal y magnesia. Puede empezarse precipitando la barita y estronciana por el ácido sulfúrico, la cal por el oxalato de amoniaco, la magnesia por el carbonato de amoniaco; y luego evaporar el líquido, en que no quedan mas que los álcalis.

III. METALES TERROSOS.

ALUMINIO.

Equivalente = 170,98.

§ 602. Este cuerpo* se encuentra con profusion en todos los puntos de la corteza mineral del globo: combinado su óxido con el ácido silícico y el agua, constituye las arcillas. El silicato de alúmina en combinacion con otros silicatos forma minerales sin número, entre los cuales los mas importantes son el feldspato y la mica, que entran en la constitucion de los granitos, es decir, de las rocas primitivas que componen la parte de la costra interior del globo, accesible á nuestros medios de observacion. El nombre de aluminio, dado á este metal, se deriva de *alumbre,* sulfato doble de alúmina y potasa, que desde muy antiguo lo han empleado en las artes.

Para preparar el aluminio se descompone por el potasio el cloruro de aluminio anhidro, operando exactamente como se ha hecho respecto del magnesio (§ 585). Enfriado el crisol en que se ha calentado el cloruro de aluminio con potasio, se trata la materia por el agua fria, que disuelve el cloruro de potasio, y deja al aluminio en forma de un polvo gris, que adquiere brillo metálico, frotándole con un cuerpo duro.

Se enciende cuando se calienta en contacto del aire: no descompone el agua á la temperatura ordinaria, pero lo verifica de un modo bastante sensible á la de 100°. Los ácidos diluidos le disuelven con desprendimiento de hidrógeno, é igual desprendimiento se produce cuando se le trata por una disolucion de potasa ó de sosa. Así pues, el aluminio descompone el agua en presencia de los ácidos y de las bases enérgicas. Esta circunstancia proviene de que el aluminio puede ejercer las veces de ácido y las de base.

COMBINACION DEL ALUMINIO CON EL OXÍGENO.

§ 603. Solo se conoce una combinacion del aluminio con el oxígeno, y se obtiene precipitando una disolucion de alumbre por un exceso de carbonato de amoniaco. Se lava bien con agua hirviendo el precipitado gelatinoso blanco que resulta: desecado y calcinado despues, da la alúmina anhidra. Tambien puede obtenerse esta inmediatamente, calentando hasta el rojo fuerte el alumbre amo-

* El aluminio fué aislado la primera vez por Wœhler.

niacal, pero cuando se la prepara de este modo, suele retener un poco de ácido sulfúrico.

La alúmina es un polvo blanco, insoluble en el agua, pero fácilmente soluble en una disolucion de potasa, sosa, barita y estronciana, cuando no ha sido calcinada hasta el rojo; se disuelve tambien, en corta cantidad, en una disolucion concentrada de amoniaco. En este último caso la alúmina se porta como verdadero ácido, y pueden obtenerse muchos aluminatos cristalizados. Es igualmente soluble en los ácidos, y da sales que presentan siempre reaccion ácida fuerte. Por el contrario, la alúmina calcinada no se disuelve sino con muchísima dificultad en la potasa y en los ácidos. Su combinacion con los álcalis se verifica en todos casos al calor rojo.

La naturaleza nos presenta este óxido cristalizado, formando minerales dotados por lo regular de muy hermosos colores, y que por esto se emplean en la joyería como piedras finas. La forma cristalina de estos minerales pertenece al sistema romboédrico; siendo la mas ordinaria el romboedro primitivo ó el prisma de seis caras. Reciben diferentes nombres segun el color que presentan, debido siempre á la presencia de óxidos metálicos en muy cortas proporciones; y así la alúmina natural teñida de azul se llama *zafiro*; si su color es el rojo, se la conoce con el nombre de *rubí*, y con el de *corindon hialino* cuando es incolora y trasparente. Por último, se la encuentra con mucha mas frecuencia en forma de prismas de 6 caras, opacos; y tambien se presenta en cantos rodados, con color pardo debido al óxido de hierro. La alúmina natural tiene una densidad bastante considerable, de 3,9: despues del diamante es la sustancia mas dura que se conoce, pues raya á todas las demas, y esta propiedad la hace excelente para pulir las piedras finas y las lunas de los espejos. Para este uso se utiliza el corindon opaco, en cuyo caso toma el nombre de *esmeril*: se le reduce á polvo fino, que por medio del lavado se separa en varias clases con mayor ó menor grado de tenuidad. Cuando se halla en suspension en el agua, los granos mas gruesos de este polvo se van precipitando al fondo del vaso, y queda interpuesto en el líquido un polvo mas ó menos fino segun el tiempo que se le tenga en reposo.

La alúmina es infusible á la temperatura de nuestros hornos, pero se funde al soplete de gas oxígeno é hidrógeno, en forma de glóbulos trasparentes é incoloros, que al enfriarse suelen presentar textura cristalina. Para obtener la alúmina fundida artificialmente, no hay mas que calentar al soplete de oxígeno é hidrógeno el alumbre potásico, despues de haberlo deshidratado por el calor. El sulfato de alúmina se descompone, el de potasa se volatiliza á esta

temperatura y solo queda la alúmina, que se funde cuando el grado de calor es suficientemente elevado. Agregando al alumbre una ligera porcion de cromato de potasa, la alúmina queda teñida de rojo é imita perfectamente el rubí natural.

Cuando se trata una disolucion de alumbre por el carbonato de amoniaco en exceso, se forma un precipitado gelatinoso, que es un hidrato de alúmina, fácilmente soluble en los ácidos y en los líquidos alcalinos. No se combina sin embargo con los ácidos muy débiles, como el ácido carbónico. Retiene su agua cuando se deja expuesto en el vacío, ó se le calienta á la temperatura de 100°, y es necesario calentarlo hasta el rojo para obtenerlo completamente anhidro. La alúmina calcinada deja de combinarse con el agua, pero forma una materia higrométrica que absorbe con mucha facilidad el agua de la atmósfera. La naturaleza nos presenta tambien la alúmina hidratada: la *diáspora* es uno de los hidratos cristalizados de la fórmula Al^2O^3+3HO; la *gibsita* es igualmente un hidrato de alúmina.

Evaporando á fuego lento una disolucion de hidrato de alúmina en la potasa, se obtiene un aluminato de potasa, $KO.Al^2O^3$, en forma de granos cristalinos. Con la barita resulta una combinacion análoga. El mineral llamado *espinela* es un aluminato de magnesia, que tiene por fórmula $MgO.Al^2O^3$. Pueden producirse muchos aluminatos de esta especie, operando del modo siguiente: se mezclan entre sí proporciones convenientes de alúmina y de los óxidos metálicos que se quieran combinar, se incorpora un peso de ácido bórico igual á 5 ó 6 veces el de la mezcla, y se remueve bien el todo, á fin de dar á la masa la debida homogeneidad en todas sus partes. Se introduce esta en un crisol de platino, y se somete por espacio de muchos dias á una temperatura elevada, en un horno de los que sirven para cocer porcelana. El ácido bórico se funde desde luego, y disuelve la alúmina y los otros óxidos metálicos. Pero como la tension del vapor de este ácido es muy notable á esta elevada temperatura, se irá evaporando lentamente; y la alúmina, que se encuentra en presencia de las bases metálicas en un mismo disolvente, se combinará con ellas. A medida que el disolvente se evapora, la combinacion se va separando con lentitud, y por lo mismo en forma de cristales muy bien terminados. Igual procedimiento puede servir para obtener cristalizadas, otras muchas combinaciones que se encuentran en el reino mineral, y que no se consigue fundirlas con el calor de nuestros hornos.

§ 604. La composicion de la alúmina se ha deducido por el análisis del alumbre. El alumbre potásico es un sulfato doble de alúmina

y potasa con agua de cristalizacion, que se separa á temperaturas moderadas. Se disuelven 10 gr. de alumbre potásico anhidro en agua caliente, y se precipita la alúmina con un exceso de carbonato de amoniaco. Recogido el precipitado sobre un filtro, se le lava bien, y se pesa despues de calcinado. Resulta así 1 ,986 de alúmina. Se evaporan los líquidos que quedan, con lo cual se volatilizan las sales amoniacales, de modo que el residuo de la evaporacion, calcinado hasta el rojo en un crisol de platino, se compone únicamente de sulfato de potasa. Pesado este, se encuentran 3 r,373.

Se toman en seguida otros 10 gr. de alumbre anhidro, se les disuelve en el agua hirviendo, y se precipita el ácido sulfúrico con un exceso de cloruro de bario. Se sacan de este modo 18gr,044 de sulfato de barita, que encierran 6gr,188 de ácido sulfúrico. Pero los 3gr,373 de sulfato de potasa contienen 1gr,547 de ácido sulfúrico. Luego el peso 1gr,986 de alúmina se hallará combinado con 4gr,641 de ácido sulfúrico.

El sulfato de alúmina se considera como un sulfato neutro, y se supone que el oxígeno del ácido sulfúrico es triple del contenido en la base. Mas como el oxígeno que existe en 4gr,641 de ácido sulfúrico pesa 2gr,784, deberemos encontrar $\frac{1}{3}$ de este peso, ó 0,928, en 1gr,986 de alúmina. Tendremos pues para la composicion de este óxido:

Aluminio..................	1,058	53,27
Oxígeno..................	0,928	46,73
Alúmina..................	1,986	100,00.

Falta saber cuál es la fórmula que conviene dar á la alúmina. Si se supone que esta base presenta la misma fórmula que las estudiadas anteriormente, será menester expresarla por AlO, y el equivalente del aluminio resultará de la proporcion

$$46,73 : 53,27 :: 100 : x, \text{ de donde } x = 113,99.$$

Sin embargo la fórmula AlO no puede ser admitida, si nos fundamos en las consideraciones sobre el isomorfismo de los cuerpos. La alúmina no se presenta jamas como isomorfa con los óxidos RO, y ántes al contrario lo es siempre respecto de ciertos óxidos R^2O^3, en cuyas fórmulas se tiene una entera confianza. En efecto, pueden obtenerse una serie de alumbres, que presenten todos la misma forma cristalina y propiedades muy análogas, combinando el sulfato de potasa con los sulfatos de sesquióxido de hierro Fe^2O^3, de sesquióxido de manganeso Mn^2O^3 y de óxido de cromo Cr^2O^3. La alúmina cristalizada naturalmente, ó corindon, presenta tambien

la misma forma cristalina que el sesquióxido de hierro natural, ó *hierro oligisto*, y que el sesquióxido de cromo. En vista de esto no puede caber la menor duda de que la verdadera fórmula de la alúmina deba escribirse Al^2O^3, y por consiguiente la del sulfato de alúmina neutro $Al^2O^3.3SO^3$.

El equivalente de la alúmina deberá obtenerse por medio de la proporcion :

$$46.73 : 53.27 :: 300 : 2x, \text{ de donde } x = 170,98.$$

Sales formadas por la alúmina.

Sulfato de alúmina.

§ 605. Desde hace algunos años el sulfato neutro de alúmina es objeto de preparacion en grande, pues se emplea en el ramo de tintorería y reemplaza al alumbre con bastante ventaja. Se le obtiene tratando las arcillas por el ácido sulfúrico, y se eligen las que contienen la menor cantidad posible de hierro, el kaolin, por ejemplo. Se calcinan en hornos hasta el rojo sombrío, se pulverizan por medio de muelas, y luego se mezclan con la mitad de su peso de ácido sulfúrico, que tenga por densidad 1,45. Se calienta la mezcla en otro horno hasta que el ácido sulfúrico principie á desprenderse, en cuyo caso se extrae y se abandona á sí misma por espacio de muchos dias. Tratada la masa por el agua, da una disolucion de sulfato de alúmina. Pero como esta disolucion contiene casi siempre un poco de sal de hierro, que podria ser muy perjudicial para los tintes, convendrá mucho purificarla. Para esto no habrá mas que verter en el líquido prusiato de potasa, hasta que deje de formarse precipitado azul. Se evapora en seguida, y se echa el líquido viscoso que se obtiene, en recipientes de plomo donde se solidifica en forma de masas blancas. El sulfato de alúmina es soluble en un peso de agua doble que el suyo propio. Esta disolucion, saturada en caliente, deposita la sal en forma de laminitas cristalinas, cuya fórmula es $Al^2O^3.3SO^3 + 18HO$.

Una disolucion de sulfato neutro de alúmina puede disolver nueva proporcion de alúmina, cuando se interpone en ella alúmina hidratada. Se forma un sulfato de alúmina básico de la fórmula $2Al^2O^3.3SO^3$.

Ultimamente, cuando se vierte amoniaco en una disolucion de sulfato de alúmina, se precipita un polvo cristalino, que es un sulfato de alúmina tribásico, con la fórmula $Al^2O^3.SO^3 + 9HO$. La naturaleza nos presenta tambien este compuesto.

§ 606. El sulfato de alúmina es importante sobre todo por las sales dobles que forma con los sulfatos alcalinos y con el de amoniaco. Estos sulfatos dobles se llaman *alumbres*, aunque lo mas frecuente es dar este nombre al sulfato doble de alúmina y potasa. Se preparan fácilmente mezclando las disoluciones de dos sulfatos, y evaporando la mezcla para que el sulfato doble cristalice. Los alumbres potásico y amónico son poco solubles en frio, y cristalizan con facilidad; al contrario el alumbre sódico es muy soluble. El mejor medio de obtener alumbre sódico cristalizado se reduce á echar sobre una disolucion concentrada de esta sal doble, una capa de alcohol absoluto, y dejar el todo abandonado á sí mismo por algunos dias. El alcohol se va combinando con el agua, y el alumbre sódico se deposita en hermosos cristales octaédricos.

Estos tres alumbres cristalizan segun el sistema regular: sus formas ordinarias son el octaedro, el cubo, ó combinaciones de estas dos, en las cuales domina unas veces el octaedro y otras el cubo. Presentan ademas composiciones semejantes; y así:

El alumbre potásico tiene por fórmula.	$KO.SO^3+Al^2O^3.3SO^3+24HO$,
El alumbre sódico....................	$NaO.SO^3+Al^2O^3.3SO^3+24HO$,
El alumbre amoniacal................	$(AzH^3.HO)SO^3+Al^2O^3.3SO^3+24HO$.

Los sesquióxidos básicos, isomorfos á la alúmina, forman con los sulfatos de potasa, sosa y amoniaco, sales dobles que presentan entre sí la mas perfecta semejanza, y á las cuales se ha dado por extension el nombre de *alumbres*. Estos nuevos alumbres cristalizan en octaedros ó en cubos, como los que forma el sulfato de alúmina, y presentan todos la misma fórmula; y así el sulfato de sesquióxido de hierro, $Fe^2O^3,3SO^3$, da:

Un alumbre ferro-potásico............	$KO.SO^3+Fe^2O^3.3SO^3+24HO$,
Un alumbre ferro-sódico..............	$NaO.SO^3+Fe^2O^3.3SO^3+24HO$,
Un alumbre ferro-amónico............	$(AzH^3.HO)SO^3+Fe^2O^3.3SO^3+24HO$.

El sulfato de sesquióxido de manganeso, $Mn^2O^3,3SO^3$, produce igualmente:

Un alumbre mangano-potásico.......	$KO.SO^3+Mn^2O^3.3SO^3+24HO$,
Un alumbre mangano-sódico.........	$NaO.SO^3+Mn^2O^3.3SO^3+24HO$,
Un alumbre mangano-amónico.......	$(AzH^3.HO)SO^3+Mn^2O^3.3SO^3+24HO$.

Por último, el sulfato de sesquióxido de cromo forma los alumbres siguientes:

Un alumbre cromo-potásico..........	$KO.SO^3+Cr^2O^3.3SO^3+24HO$,
Un alumbre cromo-sódico............	$NaO.SO^3+Cr^2O^3.3SO^3+24HO$,
Un alumbre cromo-amónico..........	$(AzH^3.HO)SO^3+Cr^2O^3.3SO^3+24HO$.

Nos servirán de frecuente apoyo estos alumbres isomorfos para establecer el isomorfismo de los sesquióxidos.

El alumbre potásico es el que mas se emplea en las artes, y sirve especialmente para los tintes. Su fabricacion ha recibido grande incremento en casi todos los países.

El alumbre potásico se disuelve en 18,4 partes de agua fria, y solamente en 0,75 de agua hirviendo; puede verse trazada su curva de solubilidad en la lámina de la página 72. Por enfriamiento se deposita en hermosos octaedros, cuyos ángulos suelen hallarse truncados por las caras del cubo, y recibe el nombre de *alumbre octaédrico*. Pero tambien puede obtenérsele cristalizado en cubos, empleando una disolucion ordinaria de alumbre, saturada á 50°, y echando en ella carbonato de potasa: se precipita un subsulfato de alúmina, que vuelve á disolverse agitando el líquido. Enfriado este, el alumbre cristaliza conservando su composicion ordinaria, pero afecta en este caso la forma de cubos, modificados á veces por las caras del octaedro, si bien el cubo domina siempre en la combinacion. Este alumbre es el que se llama *alumbre cúbico*, y tiene mas valor en el comercio que el alumbre octaédrico: lo cual es debido á que el alumbre suele hallarse mezclado con un poco de sulfato de hierro, muy perjudicial para los tintes, pues altera los matices de los colores. Ahora bien, el alumbre no cristaliza en cubos sino cuando se halla en medio líquidos que contienen un exceso de alúmina, y por consecuencia privados de óxido de hierro: la forma cúbica del alumbre será pues una garantía de su pureza.

El alumbre tiene un sabor azucarado en los primeros instantes, y luego muy astringente. Sometido á la accion del calor, se funde primeramente en su agua de cristalizacion, y dejándole enfriar se solidifica en masas vítreas, que se llaman *alumbre de roca*. Calentado mas, pierde sucesivamente su agua, y acaba por pasar al estado anhidro. Cuando se calienta el alumbre en un crisol, para obtenerlo deshidratado, se observa que la materia, líquida al principio, se va poniendo mas y mas pastosa á proporcion que pierde su agua; luego se hincha considerablemente, se eleva por encima del crisol, y aumentando la temperatura, el alumbre anhidro se reduce á una materia esponjosa, que forma un copete, como se ve representado en la figura 379. El alumbre deshidratado se emplea en medicina como cáustico, y se le da el nombre de *alumbre calcinado*. Por último, cuando se le sujeta á la accion del calor rojo,

Fig. 379.



se descompone, desprendiendo una mezcla de ácido sulfuroso y oxígeno, y dando por residuo alúmina libre y sulfato de potasa no alterado. Calcinando el alumbre mezclado íntimamente con carbon, ó mejor. con negro de humo, deja un residuo muy dividido, compuesto de carbon, alúmina y sulfuro de potasio, que es un verdadero piróforo, pues se enciende en cuanto se le proyecta al aire húmedo.

§ 607. Emplean en las artes diferentes procedimientos para preparar el alumbre:

1° Se forma primeramente una disolucion de sulfato de alúmina, atacando las arcillas con el ácido sulfúrico, segun hemos manifestado (§ 605). Se agrega en seguida sulfato de potasa ó cloruro de potasio, y se dejan enfriar los líquidos, agitándolos continuamente: el alúmbre se precipita en forma de pequeños cristales granulosos, que despues de bien escurridos se lavan con un poco de agua fria. Se les disuelve de nuevo en agua hirviendo, se echa la disolucion en cristalizadores, y en estos deposita por enfriamiento masas cristalinas, octaédricas, de alumbre. Debe preferirse el cloruro de potasio al sulfato de potasa, porque tiene la propiedad de trasformar las sales de hierro mezcladas con el sulfato de alúmina, en cloruros de hierro que, siendo mucho mas solubles que los sulfatos, no se precipitan con el alumbre: este método es bastante dispendioso en general, y por esto no conviene emplearlo para preparar esta sal.

2° La mayor parte del alumbre se obtiene por la torrefaccion espontánea ó artificial de ciertas rocas arcillosas, muy penetradas de pequeños cristales de sulfuro de hierro, que por lo regular es un bisulfuro FeS^2, ó *pirita,* á veces tambien un sulfuro Fe^2S^3, llamado *pirita magnética.* Estas rocas arcillosas y piritosas abundan en dos pisos geológicos: en el de los terrenos de transicion, donde forman esquistos en general, impregnados de betun; y en el inferior de los terrenos terciarios, inmediatamente sobre la creta. Estos últimos esquistos aluminosos. mucho menos agregados que los primeros, son de fácil torrefaccion, y aun con muchísima frecuencia se tuestan espontáneamente al aire libre.

Se forman con los esquistos aluminosos grandes montones prismáticos, sobre una capa de combustible dispuesta en una era impermeable y ligeramente inclinada. Se enciende el combustible; este comunica el fuego al azufre de las piritas, y á la materia bituminosa de que se halla impregnado el esquisto. La accion del calor debe ser templada y uniforme, á fin de que la temperatura no se eleve demasiado en ciertas partes de la masa; para lo cual se cubre el monton de una capa de esquisto en polvo, eligiendo ordinaria-

mente los esquistos que ya han sido tostados y lavados. Cuando se quiera dirigir la accion del fuego hácia algunas partes donde la combustion sea muy lenta, bastará abrir agujeros en la cubierta de esquisto. Se riega de vez en cuando el monton con un poco de agua. La combustion continúa tranquilamente por espacio de cinco ó seis meses, deteniéndose al cabo de este tiempo. Se deshace el monton, se humedece la materia con un poco de agua, y se la deja todavía expuesta al aire por algun tiempo. Las aguas que provienen de estos riegos, como así mismo las de las lluvias que han mojado el monton, son dirigidas á receptáculos impermeables. Finalmente lavando la materia en caliente, por un procedimiento sistemático, se obtienen lejías bastante concentradas para poderlas evaporar por medio del fuego.

Los esquistos aluminosos de los terrenos terciarios son mucho mas alterables, y con solo exponerlos al aire y regarlos de cuando en cuando, se efectúa su oxidacion. La pirita de hierro absorbe el oxígeno del aire, y se convierte en sulfato de hierro y en ácido sulfúrico: este se va combinando on la alúmina del esquisto y forma sulfato de alúmina

$$FeS^2 + 7O = FeO.SO^3 + SO^3.$$

En Picardía (Francia) preparan cantidades considerables de alumbre con los esquistos terciarios que se deshacen con mucha prontitud al aire. Se forman montones que se remueven de cuando en cuando, y se riegan con un poco de agua en los tiempos secos. La oxidacion marcha con mucha rapidez, y á veces el calor desprendido es bastante fuerte para determinar la combustion viva de la masa. Pero debe evitarse esta inflamacion, porque da lugar á un desprendimiento abundante de ácido sulfuroso. Cuando se halla bastante adelantada la trasformacion de los sulfuros en sulfatos, se reducen las materiales á lejías, que se someten á la evaporacion, si marcan de 18 á 20° del areómetro. Por el enfriamiento se deposita gran cantidad de sulfato de protóxido de hierro, quedando el sulfato de alúmina en las aguas madres. Se calientan estas, se echa en ellas cloruro de potasio, y se dejan enfriar de nuevo. Cuando el alumbre principia á depositarse, se interrumpe la cristalizacion agitando continuamente el líquido. De este modo el alumbre se precipita en granos cristalinos, que se sacan y se dejan escurrir sobre una era inclinada, de manera que las aguas vuelvan al cristalizador. Los esquistos lavados pueden dar nueva cantidad de sulfatos, pero en este caso es necesario tostarlos á fuego fuerte. Para el efecto se disponen en grandes montones prismáticos sobre

una capa de maleza ó ramaje secos, á los cuales se pega fuego. La combustion se propaga por toda la masa, porque arden tambien la pirita y la materia bituminosa. Se templa y regula la combustion, practicando respiraderos en la capa poco permeable que cubre al monton. Fórmanse todavía sulfatos solubles, particularmente sulfato de alúmina, pues el de hierro pasa en gran parte al estado de subsulfato de sesquióxido de hierro insoluble. Tratando por el agua los esquistos tostados que presentan color de ocre, se disuelven el sulfato de alúmina y cierta cantidad de sulfato de protóxido de hierro. Se evaporan los líquidos hasta darles la concentracion conveniente, y se les trata del mismo modo que las primeras lejías, para sacar de ellos el alumbre.

Pero es necesario depurar la sal que se obtiene de este modo, sometiéndola á una segunda cristalizacion. Con este objeto se lava el alumbre impuro con un poco de agua fria, se le disuelve en el agua hirviendo, y se trasiega la disolucion á unos toneles, en los cuales se enfría depositando sobre sus paredes cristales gruesos de alumbre. Cuando la disolucion, enfriada completamente, ya no precipita cristales, se da salida á las aguas madres. Se deshacen los toneles quitando los aros de hierro que sujetan las duelas, y se saca una masa cristalina de alumbre, que presenta la forma del interior del tonel. Se quebranta esta masa en pedazos gruesos, que se lavan con un poco de agua fria, y en tal estado pasan al comercio.

3° Encuéntrase en ciertos parajes, principalmente en la Tolfa, cerca de Roma, una roca que llaman *alunita* ó *piedra de alumbre,* de la cual se saca un alumbre muy estimado, conocido con el nombre de *alumbre de Roma.* La alunita tiene por fórmula $KO.SO^3 + 3Al^2O^3.SO^3$. Se calienta en hornos hasta que principie á desprenderse ácido sulfuroso, y entónces se la trata por el agua, que disuelve alumbre ordinario y deja un residuo de alúmina. Evaporando el líquido, se obtienen cristales cúbicos de alumbre, que presentan por lo regular un color de rosa, debido á un poco de peróxido de hierro que contienen, y que por otra parte no es perjudicial para los tintes, atendida su insolubilidad en el agua. El alumbre de Roma es preferido al ordinario, por no contener hierro en estado soluble; mas en el dia se sabe fabricar un alumbre enteramente igual al de Roma. Para esto se echa en una disolucion de alumbre ordinario, carbonato de potasa, que precipita cierta cantidad de subsulfato de alúmina. Agitando el líquido, y abandonándolo algun tiempo al contacto del aire, el subsulfato se disuelve de nuevo, y se precipita hidrato de peróxido de hierro. Evaporado en seguida el mismo líquido, se obtiene un depósito de

alumbre cúbico. Como este alumbre incoloro ha sido por largo tiempo desechado de los tintoreros, porque no tenia el mismo aspecto que el de Roma, los fabricantes, á fin de hacerlo admisible, lo introducian en toneles con un poco de ladrillo molido, le daban unas cuantas vueltas, y de este modo adquiria el color ordinario del alumbre de Roma.

Si se vierte carbonato de potasa en una disolucion de alumbre calentada hasta la ebullicion, se precipita un subsulfato de alúmina que se disuelve en el líquido. Pero si se continúa echando carbonato de potasa, no tarda en formarse un precipitado granuloso, que ya no se disuelve, aun agitando el líquido. Este precipitado tiene la misma composicion que la alunita de la Tolfa, y se llama *alumbre insoluble.*

Silicatos de alúmina.

§ 608. Estos silicatos abundan mucho en la naturaleza, y son en extremo interesantes. Existen á veces cristalizados, constituyendo muchos minerales, pero en el estado de hidratos sobre todo es cuando son importantes; y así nuestras arcillas ordinarias, la tierra de porcelana, ó el kaolin, las haloysitas, no son otra cosa que hidrosilicatos de alúmina, aunque tambien contienen en corta cantidad silicato de potasa. Estas materias provienen sin la menor duda de la alteracion de las rocas primitivas, señaladamente de los granitos. Disueltos los silicatos alcalinos de estas rocas, ha quedado silicato de alúmina mas ó menos puro que, acarreado y depositado por las aguas, ha venido á constituir nuevas rocas en distintas regiones.

Los feldspatos son silicatos dobles, formados de silicato de alúmina y un silicato alcalino: la fórmula del feldspato ordinario, ó *feldspato ortosia*, es $KO.SiO^3 + Al^2O^3.3SiO^3$. Pero con mucha frecuencia una parte de la potasa es reemplazada por la cal, ó la magnesia.

Se conocen tambien minerales que por mucho tiempo se han confundido con los feldspatos, á causa de la semejanza en sus caractéres exteriores, y de cierta analogía en la composicion química. Se les da el nombre de *albita*, *petalita*, *trifana* y *labradorita*, segun que una parte de la potasa sea reemplazada por la sosa, la litina ó la cal.

Las arcillas existen en los diversos pisos geológicos que forman los terrenos. El kaolin ó tierra de porcelana es la arcilla mas pura; se presenta en masas amorfas y friables, que forman pasta poco trabada con el agua. Resulta en general de la alteracion que experimenta en su mismo sitio una roca feldspática; y que puede observarse progresivamente en muchas rocas desde el feldspato in-

tacto que forma su núcleo, hasta el kaolin mas friable que cubre su superficie. Las masas de kaolin contienen muy á menudo pequeños fragmentos de feldspato no alterado, que pueden separarse fácilmente por medio del lavado, y en este estado presenta una composicion muy poco diferente de la fórmula $Al^2O^3.SiO^3+2HO$.

§ 609. Las arcillas ordinarias no están tampoco muy distantes de esta composicion, pero suelen hallarse mezcladas con proporciones variables de arena cuarzosa, de óxido de hierro, de carbonato de cal que alteran considerablemente sus propiedades físicas y químicas. La arcilla pura es eminentemente *plástica*, es decir que forma pasta trabada con el agua, susceptible de amasarse y capaz de recibir toda especie de formas. Esta arcilla se llama arcilla *grasa*, y la que contiene proporciones notables de materias extrañas, que disminuyen mucho su propiedad plástica, recibe el nombre de arcilla *magra*. Las arcillas suelen mezclarse con proporciones considerables de carbonato de cal, y constituyen lo que llamamos *margas*. Las propiedades químicas de las arcillas no menos que las físicas son alteradas profundamente por la mezcla de las materias extrañas; y así la arcilla pura, y aun mezclada con arena, es completamente infusible al calor mas elevado de nuestros hornos, pero se hace muy fusible cuando contiene proporciones notables de óxido de hierro ó de carbonato de cal. Volveremos à insistir sobre estas propiedades de la arcilla, cuando tratemos de la fabricacion de la porcelana y vidriado comun.

Ciertas especies de arcilla absorben las sustancias grasas, en virtud de su misma capilaridad, y por esto las emplean para desengrasar los paños, conociéndolas con el nombre de *tierra de bataneros* ó *tierra esmética*. Para usarlas con este objeto se lavan primeramente, á fin de separar los granos cuarzosos que pudieran contener; se secan despues, se espolvorea con ellas el paño que se quiere desengrasar y se pasa el todo por los cilindros.

Se da el nombre de *ocres* ó de *tierras ocreosas* á mezclas íntimas de arcilla é hidrato de peróxido de hierro. Los ocres se emplean en la pintura, y presentan colores variados segun la proporcion de óxido de hierro que contienen. Cuando ademas existe en ellos hidrato de sesquióxido de manganeso, sus tintas son pardas. La *tierra de Siena* es una arcilla perteneciente á esta clase.

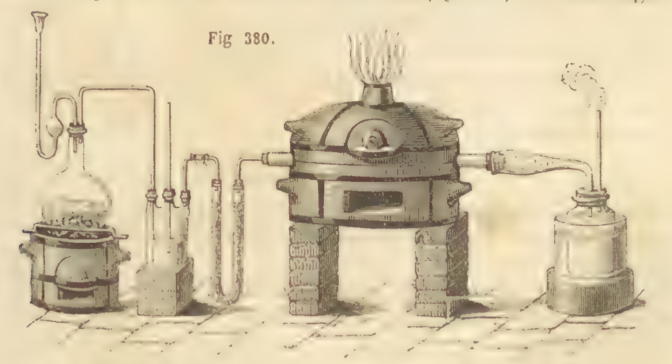
COMBINACION DEL ALUMINIO CON EL AZUFRE.

§ 610. Hasta el presente no se ha logrado preparar el sulfuro de aluminio, sino calentando este metal en medio del vapor de azufre.

El sulfuro de aluminio forma una masa de color gris negruzco, que bruñida adquiere un ligero brillo metálico. No ha sido posible preparar este compuesto por via húmeda. Cuando se vierte hidrosulfato de amoniaco en la disolucion de una sal de alúmina, se desprende gas ácido sulfhídrico, y la alúmina se precipita en estado de hidrato.

COMBINACION DEL ALUMINIO CON EL CLORO.

§ 611. Cuando se disuelve la alúmina en ácido clorhídrico acuoso, se obtiene una disolucion de cloruro de aluminio, que puede cristalizar en el vacío seco: los cristales que deposita son muy delicuescentes y tienen por fórmula Al^2Cl^3+12HO. No es posible deshidratarlos por la accion del calor sin que se descompongan: se desprende ácido clorhídrico, y la alúmina queda sola como residuo. Sin embargo puede obtenerse anhidro el cloruro de aluminio, y para ello se hace pasar gas cloro seco por una mezcla de alúmina y carbon, calentada hasta el rojo en un tubo de porcelana. El cloro no ataca á la alúmina si está aislada, pero lo verifica cuando se halla mezclada con carbon. Se desprende gas óxido de carbono, y cloruro de aluminio, que es volátil y se condensa en un recipiente colocado delante del tubo de porcelana. Para obtener una mezcla íntima de alúmina y carbon, se muelen y baten juntamente alúmina y negro de humo, se agrega un poco de aceite para hacer una pasta, y con esta se forman bolitas que se calcinan hasta el rojo en un crisol de barro. Se introducen estas pequeñas masas porosas en un tubo de porcelana, dispuesto en un horno de reverbero (fig. 380). Se hace llegar


Fig 380.

por una de las extremidades de este tubo una corriente de cloro seco, y la otra se adapta á una alargadera que comunica con un

frasco bien enfriado. El cloruro de aluminio se condensa en la alargadera y en el frasco recipiente, en forma de laminitas cristalinas de color blanco amarillento. Cuando quieran prepararse cantidades algo considerables de este cuerpo, es necesario reemplazar el tubo de porcelana por una retorta de barro tubulada, que pueda contener mucha mayor cantidad de mezcla de alúmina y carbon. Se de al aparato una disposicion análoga á la de la figura 265 (página 350, t. I). El cloruro de aluminio se volatiliza á temperaturas poco superiores á 100°: esparce humos al aire, y absorbe la humedad con mucha rapidez. Debe por lo mismo conservarse en frascos con tapon esmerilado.

Caractéres distintivos de las sales de alúmina.

§ 612. Las disoluciones de las sales de alúmina precipitan por el amoniaco. Este carácter las distingue de las sales alcalinas y alcalino-terrosas, sin embargo de que pudieran confundirse bajo este aspecto con las sales de magnesia. Pero hemos visto (§ 596) que una sal magnesiana deja de formar precipitado con el amoniaco, cuando se la trata por una cantidad suficiente de sal amoniacal; siendo así que la sal de alúmina precipita constantemente por el mismo reactivo.

La potasa y sosa cáusticas producen precipitado en las sales de alúmina, pero este se disuelve inmediatamente en un exceso de reactivo. Este carácter es precioso para distinguir las sales de alúmina de las formadas por los álcalis y las tierras alcalinas.

Las sales de alúmina son precipitadas por el agua de cal.

Los carbonatos alcalinos y el carbonato de amoniaco producen en las disoluciones de las sales de alúmina un precipitado de alúmina hidratada. Este precipitado, bien lavado, se vuelve á disolver en los ácidos sin efervescencia. Los hidrosulfatos precipitan igualmente alúmina hidratada.

Si se echa sulfato de potasa en una disolucion concentrada y caliente de una sal de alúmina, y se deja enfriar, se depositan cristales octaédricos de alumbre, que se reconocen fácilmente por su aspecto. Si la disolucion se halla muy diluida, es menester evaporarla para que se formen cristales.

Calentadas al soplete las sales de alúmina con un poco de nitrato de cobalto, producen una materia de hermoso color azul, que es característico.

GLUCINIO.

Equivalente = 87,06.

§ 613. El óxido de glucinio, ó *glucina**, existe en muchos minerales combinado con el ácido silícico. De estos el que mas comunmente se conoce es la *esmeralda*, que se compone de silicato de glucina y silicato de alúmina, siendo su fórmula $Gl^2O^3.SiO^3 + Al^2O^3.SiO^3$. La forma cristalina de esta sustancia es el prisma regular de seis caras, perteneciente al sistema romboédrico. Se la encuentra en estado lapídeo, aunque con cristalizacion muy aparente, en las cercanías de Limoges, donde forma masas considerables. No es tan comun el hallarla trasparente, en cuyo estado constituye una piedra fina muy estimada, que presenta á veces hermosos colores y adquiere entónces gran valor en la sociedad. En el ramo de joyería dan solamente el nombre de *esmeralda* á la que es trasparente y del bellísimo color verde que toma el nombre de este mineral, *verde esmeralda*. Cuando es mas apagada su tinta verde, se llama *berilo*; y por último si el color es verde azulado, parecido al del agua del mar, recibe el nombre de *agua marina*.

El glucinio se prepara, como el aluminio, calentando en un crisol de platino, que se tiene tapado, una mezcla de potasio y cloruro de glucinio anhidro; por lo demas se procede exactamente del mismo modo que para preparar el aluminio y el magnesio. El glucinio se presenta en forma de un polvo gris, que adquiere brillo metálico frotándole con un cuerpo duro y pulimentado; para descomponer el agua necesita por lo menos la temperatura de la ebullicion. Calentado al aire, se pone encandescente y se trasforma en óxido. Se disuelve en los líquidos ácidos ó álcalinos con desprendimiento de gas hidrógeno.

COMBINACION DEL GLUCINIO CON EL OXÍGENO.

§ 614. Solo se conoce una combinacion del glucinio con el oxígeno, la *glucina*. Se prepara con la esmeralda de Limoges; y para esto se la reduce á polvo fino, se mezcla con el triple de su peso de carbonato de potasa y se funde el todo en un crisol de platino. Se ataca la materia que resulta por el ácido sulfúrico, se evapora hasta sequedad, y el residuo se trata por el agua, que disuelve los sulfatos

* La glucina fué descubierta en 1797 por Vauquelin. Wœhler aisló por primera vez el glucinio.

de potasa, alúmina y glucina, y deja la sílice que se separa sobre un filtro. Evaporado el líquido por ebullicion y abandonado luego al enfriamiento, deposita la mayor parte de la alúmina en estado de alumbre cristalizado. Se dilatan con agua las aguas madres, y se vierte en ellas un exceso de amoniaco, que precipita el resto de la alúmina, el sesquióxido de hierro y la glucina. Se pone en digestion el precipitado húmedo, con una disolucion concentrada de carbonato de amoniaco, que únicamente disuelve la glucina. Se separa sobre un filtro el residuo de alúmina y sesquióxido de hierro, y se hace hervir la disolucion de carbonato de amoniaco. Esta sal volátil se desprende en su mayor parte, y la glucina se precipita en estado de carbonato. Calcinando el carbonato de glucina, se obtiene por residuo glucina pura y anhidra.

Esta sustancia se presenta en forma de un polvo blanco, suave al tacto, insoluble en el agua é infusible á la temperatura de nuestros hornos; su densidad es 3,0 próximamente. El amoniaco apénas la disuelve, pero es soluble en una disolucion de potasa ó de sosa cáusticas.

§ 615 La composicion de la glucina se ha deducido por el análisis del cloruro de glucinio, y se ha encontrado que 10 gr. de cloruro de glucinio contienen 8,842 de cloro. Resta saber cuál es la fórmula que conviene dar á la glucina. Si es la GlO, y en consecuencia se representa el cloruro de glucinio por GlCl, el equivalente del glucinio deberá calcularse por la proporcion

$$8,842 : 1,158 :: 443,2 : x, \text{ de donde } x = 58,04.$$

Al contrario si se supone que la composicion de la glucina es análoga á la de la alúmina, ó lo que es lo mismo si se escribe su fórmula Gl^2O^3, el equivalente de la glucina será dado por la proporcion

$$8,842 : 1,158 :: 1329,6 : 2x, \text{ de donde } x = 87,06.$$

La cuestion es mas difícil de decidir en este caso que en el relativo al aluminio, pues para este último metal nos sirvió de guía el isomorfismo. Pero hasta ahora no se ha observado que ninguno de los compuestos del glucinio sea isomorfo á otro compuesto correspondiente del aluminio, ni menos á ninguno de los compuestos correspondientes formados por los óxidos RO. De aquí el que los químicos no estén de acuerdo todavía sobre la fórmula que ha de darse á la glucina. Unos la escriben GlO, y ponen esta base al lado de la magnesia; otros la notan Gl^2O^3, y asimilan el glucinio al aluminio.

Sales formadas por la glucina.

§ 646. La glucina posee afinidades con los ácidos mas poderosas que las de la alúmina. Sus sales son azucaradas, y por esto se le ha dado el nombre de glucina (de γλυκύς, dulce).

Se obtiene el hidrato de glucina precipitando las sales de esta base por el amoniaco : es una materia blanca gelatinosa, que suelta fácilmente su agua por la accion del calor.

La glucina forma muchas combinaciones con el ácido sulfúrico : el sulfato neutro $Gl^2O^3.3SO^3+12HO$ da muy hermosos cristales.

COMBINACION DEL GLUCINIO CON EL CLORO.

§ 647. La glucina hidratada se disuelve fácilmente en el ácido clorhídrico, y evaporando la disolucion se depositan cristales de cloruro hidratado, que tienen por fórmula Gl^2Cl^3+12HO.

Se obtiene el cloruro de glucinio anhidro por el procedimiento que hemos descrito (§ 611) respecto del cloruro de aluminio. El cloruro de glucinio se volatiliza en forma de laminitas cristalinas blancas.

Caractéres distintivos de las sales de glucina.

§ 648. Estas sales precipitan por el amoniaco, aun en presencia de un exceso de sal amoniacal ; las disoluciones de potasa y sosa las precipitan igualmente, pero un exceso de álcali disuelve el precipitado. Estas dos propiedades sirven para distinguir las sales de glucina de las alcalinas y alcalino-terrosas, pero pueden confundirlas con las sales de alúmina.

Se diferencian las sales de glucina de las de alúmina en que no forman, como estas últimas, un alumbre con el sulfato de potasa, y tambien en que el carbonato de amoniaco en exceso disuelve el precipitado de carbonato de glucina que produce al pronto en las disoluciones de estas sales.

Los carbonatos alcalinos precipitan tambien las sales de glucina, pero el carbonato de glucina es sensiblemente soluble en un exceso de carbonato alcalino.

Estas sales no se tiñen de azul, tratadas al soplete con un poco de nitrato de cobalto.

ZIRCONIO.

Equivalente = 420,0.

§ 619. El óxido de zirconio, ó *zircona**, existe en cantidad considerable en un mineral bien cristalizado, que llaman *zircon* los mineralogistas, y es un silicato de zircona $2Zr^2O^3.SiO^3$, que suele contener cortas cantidades de óxido de hierro. Para extraer la zircona se calienta dicho mineral en un crisol, y cuando está enrojecido se le echa en agua fria, con objeto de desagregar la materia, y darle la friabilidad necesaria para poderla reducir á polvo fino. Pulverizado finamente, se le introduce en un crisol de platino con tres veces su peso de carbonato de potasa, y se somete la mezcla á un fuego fuerte, al rojo blanco. Se ataca por el ácido clorhídrico la masa que resulta; se evapora la disolucion hasta sequedad del residuo, que se trata por el agua. Se separa la sílice por filtracion, y en el líquido se vierte hidrosulfato de amoniaco, que precipita la zircona en estado de hidrato, y el hierro en el de protosulfuro de hierro. Se decanta el líquido que sobrenada, y se deja digerir el precipitado algunas horas en una disolucion de ácido sulfuroso. El sulfuro de hierro se disuelve en estado de hiposulfito, y queda la zircona en polvo blanco, que se calcina despues de bien lavado.

La zircona es insoluble en el agua, é infusible á la temperatura de nuestros hornos. En los ácidos se disuelve con mucha dificultad cuando está calcinada, pero lo verifica fácilmente si se halla estado de hidrato.

Se obtiene el zirconio descomponiendo el fluoruro de zirconio por el potasio. Se presenta en forma de polvo gris que adquiere brillo metálico frotándole con un cuerpo duro.

Caractéres distintivos de las sales de zircona.

§ 620. Las disoluciones de las sales de zircona precipitan por la potasa y la sosa cáusticas, y el precipitado no se disuelve en un exceso de reactivo: este carácter distingue la zircona de la alúmina y la glucina. El amoniaco produce sobre dichas disoluciones el mismo efecto que la potasa y sosa.

El sulfato de potasa da con las disoluciones concentradas de las sales de zircona un precipitado blanco y cristalino, que se separa completamente cuando el líquido está saturado de sulfato de potasa.

* La zircona fué descubierta en 1789 por Klaproth.

TORIO.

§ 621. El oxído de torio, ó *torina** no se ha encontrado hasta ahora mas que en los minerales de hierro muy raros, llamados *torita*, y *piroclor*. El primero es el que principalmente sirve para preparar la torina. Se le reduce á polvo fino, y se pone á hervir con ácido clorhídrico, se evapora hasta sequedad y el residuo se trata por el agua. Se somete el líquido filtrado á una corriente de hidrógeno sulfurado, el cual precipita un poco de sulfuro de estaño y de plomo, que se separan por filtracion. En seguida se vierte en el líquido una disolucion de amoniaco, que precipita la torina mezclada con óxidos de hierro y manganeso. Se disuelve este precipitado en el ácido sulfúrico, y se concentra el líquido por ebullicion: se precipita sulfato de torina, pues es muy poco soluble en el agua caliente. Se le recoge sobre un filtro y se lava con agua hirviendo.

El sulfato de torina es notable por ser mucho mas soluble en el agua fria que en el agua hirviendo. Calcinándole se obtiene la torina pura.

Este óxido es un polvo blanco muy pesado, pues su densidad es 9,4, mucho mayor que la de la barita. La torina contiene en 100 partes 11,84 de oxígeno.

ITRIO, ERBIO Y TERBIO.

§ 622. Estos tres metales se han descubierto en algunos minerales raros, á que los mineralogistas han puesto los nombres de *gadolinita*, *ortita* é *itrotantalita*.

Sus propiedades son apénas conocidas, y por eso no nos detendremos en estudiarlas. Los óxidos de estos metales han recibido los nombres de *itria*, *erbina* y *terbina***.

CERIO, LANTANO Y DIDIMO.

§ 623. Estos metales se han hallado juntos todos tres en muchos minerales, de los cuales el mas importante es la *cerita****. Los

* La torina fué descubierta por Berzelius.

** La itria fué hallada en 1794 por Gadolin. La erbina y terbina lo han sido últimamente por Mosander.

*** Berzelius é Hisinger descubrieron el cerio en 1809. El lantano y didimo han sido hallados modernamente por Mosander.

tres óxidos metálicos existen en dichos minerales, combinados con el ácido silícico. Pasaremos por alto la descripcion de las combinaciones que estos metales forman, pues sobre ser poco conocidas, no han recibido todavía aplicacion alguna.

Dósis de las tierras; su separacion de los álcalis y de las tierras alcalinas.

§ 624. Solo consideraremos la alúmina y la glucina, omitiendo las otras tierras por ser demasiado raras.

La dósis de la alúmina y glucina se determina siempre reduciéndolas al estado anhidro. Para esto se calcinan las bases hasta el rojo en un crisol de platino, se deja enfriar la materia en el crisol tapado, y se pesa rápidamente, porque absorbe con mucha prontitud la humedad del aire.

Ordinariamente se emplea el amoniaco para precipitar la alúmina y glucina de sus disoluciones, pero no debe olvidarse que estas dos bases hidratadas son sensiblemente solubles en los líquidos muy cargados de amoniaco. Por lo mismo será mucho mejor, siempre que se pueda, producir la precipitacion por el hidrosulfato de amoniaco.

§ 625. Para separar la alúmina y glucina, que suponemos han sido calcinadas y pesadas juntamente, se ataca la materia por el ácido sulfúrico concentrado, que la disuelve con auxilio del calor, aunque con lentitud si ha sido expuesta á una fuerte calcinacion. Se evapora hasta sequedad del residuo, que tratado por el agua y en seguida por el carbonato de amoniaco, volverá á precipitarse; pero vertiendo un exceso de este carbonato, la glucina se disolverá y quedará la alúmina. Sin embargo, para estar seguros de haber disuelto toda la glucina, será menester lavar repetidas veces ó poner en digestion el precipitado de alúmina en una disolucion de carbonato de amoniaco.

§ 626. Cuando la alúmina y glucina existen en disolucion con álcalis y tierras alcalinas, se las separa saturando el líquido con un exceso de amoniaco bien cáustico: la alúmina y glucina se precipitan únicamente. Con todo, si el líquido contiene mucha magnesia, podrá ocurrir que una porcion de esta base se precipite, por no haberse formado durante la saturacion una cantidad suficiente de sal amoniacal para impedir la precipitacion completa de la magnesia por el amoniaco. En tal caso es preciso disolver el precipitado hu-

modo en el ácido clorhídrico, y echar un exceso de amoniaco: la magnesia queda entónces en el líquido.

La alúmina y la mayor parte de las tierras forman al separarse de sus disoluciones, precipitados gelatinosos que son difíciles de lavar completamente. Suele emplearse para estos lavados el *frasco de locion* ó *lavador* que representan las figuras 381 y 382. Se compone de un matraz de fondo plano (fig. 381), cuyo cuello se cierra con un tapon atravesado por dos tubos: el *abc*, que desemboca en la parte superior del frasco, se encorva en *b*, y tiene abierta y adelgazada la extremidad *c*; el segundo tubo encorvado *def*, abierto tambien en sus dos extremos, baja hasta el fondo del frasco. Cuando este se mantiene en su posicion natural, comunica con el aire exterior por el intermedio del tubo *abc*, pero si se inclina como en la figura 382, el aire penetra por el tubo *def*, y el agua sale por el *abc* formando un chorrito muy fino, que puede dirigirse sobre los diferentes puntos del precipitado recogido en el filtro. Si se quiere que la salida del agua sea mas rápida, se dará mayor longitud al tubo *abc*, pues de este modo se aumenta el desnivel *h*, y por consiguiente la velocidad de la salida del líquido. El lavado de los precipitados suele ser, en general, mas eficaz con agua caliente que con agua fria.

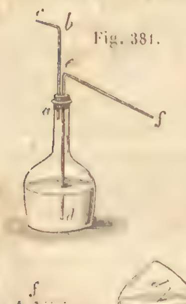


Fig. 381.

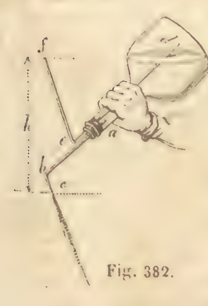


Fig. 382.

La figura 383 representa un aparato para lavar precipitados de un modo continuo, aun en la ausencia del encargado de la operacion. Este aparato, de un uso muy frecuente en los análisis químicos, se compone de un frasco lavador cuyo tapon se halla atravesado por un tubo *abcd* dispuesto como representa la figura 384. Se llena de agua el filtro hasta los bordes, y se da vuelta al matraz A, de modo que la extremidad adelgazada y encorvada *d* se sumerja 1 centímetro

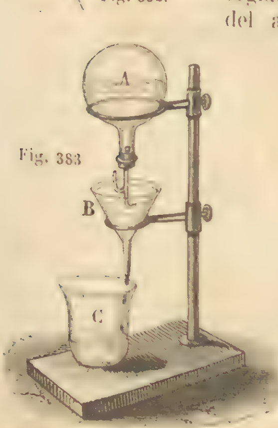


Fig. 383

próximamente en el agua del filtro, manteniéndole en esta posicion por medio de un apoyo. La presion atmosférica gravita sobre el líquido del tubito lateral *bc*, sobre el nivel del líquido en el filtro y por consecuencia sobre el agua del tubo *abd*. El agua del frasco tiende á salir en virtud del peso de la columna líquida *h*, comprendida entre los niveles del líquido en el filtro y en el tubo lateral *bc*, pero como este tubo es muy estrecho, la accion capilar impide al aire atmosférico penetrar en él, y equivale á la presion de una pequeña columna de agua. De consiguiente el líquido del frasco lavador no correrá, ínterin la presion capilar en *cb* supere la presion hidrostática ejercida por la columna *h*. Pero á medida que el filtro va dando paso al agua, el nivel de esta baja, la altura de la columna *h* aumenta, y no tarda en exceder la accion capilar de *cb*; el agua correrá del frasco al filtro, el aire se introducirá por el tubo lateral *cb* y se establecerá nuevo equilibrio á consecuencia de la elevacion del nivel en el filtro. Con ayuda de este aparato, el líquido conserva una altura casi constante en el filtro, y el agua pura forma siempre la capa superior : condicion muy favorable para un buen lavado.

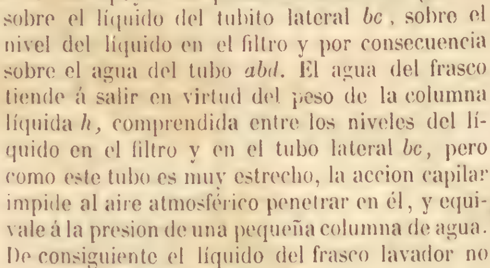


Fig. 384.

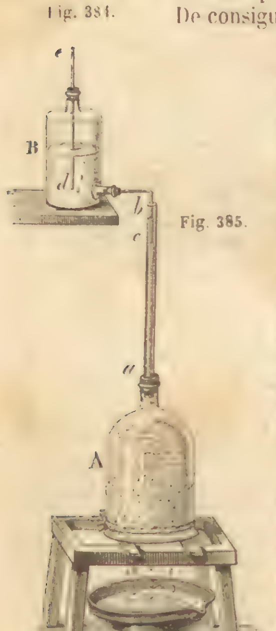


Fig. 385.

Cuando se tengan que lavar cantidades considerables de precipitados gelatinosos, el uso de los filtros ordinarios es incómodo y casi impracticable, siendo mas conveniente apelar á la disposicion que representa la figura 385. Se toma una campana tubulada A, y se tapa su boca inferior con una hoja doble de papel de filtro, que se sujeta con una tira de lienzo y una atadura al rededor de los bordes de la campana. Colocada esta sobre un caballete, encima de un barreño ó cuenco, se va vertiendo el líquido en que se halla el precipitado. Cuando todo este se ha reunido dentro de la campana, se fija á la boca superior *a* un tubo largo *ab*, por el cual se

echa el agua. La filtracion se efectúa en este caso sobre una superficie ancha y permeable, por entre un precipitado que forma una capa de igual espesor, y bajo la presion de una columna de agua que puede aumentarse segun se quiera, dando mayor longitud al tubo *ab*. Ademas puede obtenerse un lavado continuo, introduciendo en el tubo *ab* otro tubo encorvado que se adapte al orificio inferior de un frasco de Mariotte B; de este modo el nivel del líquido se mantiene siempre á la misma altura en el tubo *ab*, y el lavado continuo se verifica bajo condiciones muy favorables, pues como las aguas puras entran por arriba con lentitud, no tienden á mezclarse con las capas inferiores é impuras por el contacto del precipitado.

---

§ 627. A continuacion del estudio particular de los metales alcalinos, alcalino-terrosos y terrosos, describiremos con algunos pormenores la fabricacion de muchos productos importantes que se forman con los compuestos de estos metales; á saber : la fabricacion de la pólvora, la de las cales y morteros para las construcciones, y la del vidrio, porcelana y vidriado comun.

POLVORA.

§ 628. Mezclando íntimamente salitre, azufre y carbon, se obtienen materias que por la accion de un calor elevado deflagran y desprenden súbitamente un volúmen considerable de gas. Cuando la combustion se verifica en un espacio reducido, la reaccion de los gases contra las paredes que le cierran puede ser bastante enérgica para romper y hacer saltar con mas ó menos fuerza la pared que ofrece menos resistencia.

Si, por ejemplo, se mezcla 1 equivalente de nitro, $KO.AzO^5$, con 1 equivalente de carbono, se forma, por deflagracion, 1 equivalente de carbonato de potasa, 1 de azoe y 3 de oxígeno:

$$KO.AzO^5 + C = KO.CO^2 + Az + 3O;$$

se desprenderán pues 2 volúmenes de azoe y 3 de oxígeno.

Podemos calcular aproximadamente el volúmen gaseoso que desenvuelve el volúmen 1 de la mezcla explosiva. En efecto, 1 equivalente de nitrato de potasa pesa 1264,3; el peso de 1 equivalente de carbono es 75,0; y el de la mezcla será 1339,3. Supongamos que esta mezcla pulverulenta ocupe el mismo volúmen que un peso igual de agua; podremos admitir en consecuencia que un peso $1339^{gr},3$ de mezcla ocupa el volúmen de $1^{lit},339$. Ahora bien, este peso de mezcla produce por deflagracion 1 eq = 175 de azoe y 3 eq = 300 de oxígeno.

1 litro de azoe. . . á 0°, y bajo la presion de $0^m,760$, pesa $1^{gr},257$.
1 » de oxígeno » » » » $1^{gr},429$.

El volúmen que ocupa el gas azoe á 0° y bajo la presion $0^m,760$ será dado por la proporcion

$$1,257 : 1,000 :: 175 : x, \text{ de donde } x = 139^{lit},2.$$

El volúmen que el oxígeno desprendido ocupa en las mismas circunstancias, se deducirá de la proporcion

$$1,429 : 1,000 :: 300 : y, \text{ de donde } y = 209^{lit},9.$$

Asi pues, un volúmen de mezcla explosiva, representado por $1^{lit},339$, da $349^{lit},1$ de gas á 0° y bajo la presion de $0^m,760$; es decir un volúmen 253 veces mayor que el de la materia inflamable. Pero en realidad el volumen gaseoso, en el momento mismo de su formacion, excede en mucho al que acabamos de calcular, porque se

dilata considerablemente por el desprendimiento instantáneo de calor que produce la combustion; pudiendo admitirse que la expansion es por lo menos 3 veces mayor que la deducida del cálculo en el supuesto de que la temperatura de los gases se reduzca á 0°.

Si se mezcla 1 equivalente de nitrato de potasa con 2 de carbono, se forman 1 equivalente de carbonato de potasa, 1 equivalente de azoe, 1 equivalente de ácido carbónico y 1 equivalente de oxígeno:

$$KO.AzO^5+2C=KO.CO^2+Az+CO^2+O;$$

como el equivalente del ácido carbónico se halla representado por 2 volúmenes, se desprenderán tambien 5 volúmenes de gas, es decir que la expansion será la misma del caso anterior; pero la fuerza de proyeccion podria ser mas considerable, si la temperatura fuera mas elevada en el acto de la combustion.

Por último, si se unen 4 equivalentes de carbono con 1 equivalente de nitro, se desprenderán 1 equivalente de azoe y 3 de óxido de carbono:

$$KO.AzO^5+4C=KO.CO^2+Az+3CO;$$

1 volúmen de óxido de carbono solo contiene $\frac{1}{2}$ volúmen de oxígeno: luego se producirán 6 volúmenes de óxido de carbono, que con los 2 de azoe formarán en todo 8 volúmenes. La expansion será por consiguiente mucho mayor en este caso que en los anteriores, aunque la fuerza de proyeccion podrá ser mas débil, si el calor desprendido es menos considerable. Por otra parte en la mezcla que hemos supuesto, una porcion del carbono queda sin arder.

Las mezclas de nitro y azufre producen igualmente, por explosion, volúmenes considerables de gas; y así una mezcla de 1 equivalente de nitro y 1 de azufre produce 1 equivalente de sulfato de potasa, 1 de azoe y 2 de oxígeno:

$$KO.AzO^5+S=KO.SO^3+Az+2O:$$

se forman pues 4 volúmenes de gas.

Con 1 equivalente de nitro y 2 de azufre se tiene:

$$KO.AzO^5+2S=KO.SO^3+Az+SO^2.$$

esto es, todavía 4 volúmenes de gas; pues el equivalente del ácido sulfuroso se halla representado por 2 volúmenes.

Una mezcla de 1 equivalente de nitro y 4 de azufre da:

$$KO.AzO^5+4S=KS+Az+3SO^2;$$

resultan así 2 volúmenes de azoe y 6 de ácido sulfuroso: total 8 vo-

lúmenes de gas. En realidad el volúmen gaseoso es menos considerable, por no ser completa la combustion del azufre.

Se ve por lo dicho que las mezclas de nitro y carbon producen generalmente mayor volúmen de gas que las de nitro y azufre, pero estas últimas son mas combustibles.

§ 629. La experiencia ha hecho ver que las mezclas dotadas de mayor fuerza de proyeccion, son las que se forman con nitro, carbon y azufre:

Una mezcla de

1 eq. nitro....	1264	66,0
1 » azufre...	200	10,5
6 » carbono..	450	23,5
	1914	100,0

produce

$$KO.AzO^5+S+6C=KS+Az+6CO,$$

es decir, 14 volúmenes de gas. Pero en rigor el volúmen gaseoso es menos considerable, porque gran parte del carbono se sustrae á la combustion, y no es excesiva la temperatura.

La mezcla siguiente posee mas fuerza de proyeccion:

1 eq. nitro....	1264	74,8
1 » azufre...	200	11,9
3 » carbono..	225	13,3
	1689	100,0

se tiene de este modo:

$$KO.AzO^5+S+3C=KS+Az+3CO^2.$$

y se desprenden 8 volúmenes de gas.

Puede calcularse aproximadamente el volúmen de gas producido por un volúmen 1 de esta mezcla. Admitamos como ántes que el volúmen de la materia explosiva sea igual al de su peso de agua; y diremos que 1689 gramos de mezcla, ó un volúmen de $1^{lit}.689$, desprenden 175 gramos de azoe $=139^{lit}.2$, y 825 gramos de ácido carbónico $=417^{lit}.3$: volúmen gaseoso total $=556^{lit}.5$. Un volúmen 1 de mezcla detonante producirá, pues, 329 veces su volúmen de gas á 0° y bajo la presion de $0^m,760$.

§ 630. Ensayos sin número hechos en todos los países para llegar empíricamente á determinar la mejor composicion de la pólvora, han demostrado que la dósis real ó mas conforme con los resultados de la experiencia, difiere muy poco de la composicion teórica que acabamos de indicar:

La pólvora de guerra tiene en España la composicion siguiente :

Salitre	75,0
Azufre	12,5
Carbon	12,5
	100,0.

Se usa tambien para la pólvora llamada de presion la de :

Salitre	75,0
Azufre	10,0
Carbon	15,0
	100,0.

En Francia se emplean tres composiciones diferentes :

Pólvora de guerra	Salitre	75,0
	Azufre	12,5
	Carbon	12,5
		100,0.
Pólvora de caza	Salitre	76,9
	Azufre	9,6
	Carbon	13,5
		100,0.
Pólvora de mina	Salitre	62,0
	Azufre	20,0
	Carbon	18,0
		100,0.

La pólvora de guerra prusiana contiene :

Salitre	75,0
Azufre	11,5
Carbon	13,5
	100,0.

La pólvora de guerra inglesa y austriaca :

Salitre	75,0
Azufre	10,0
Carbon	15,0
	100,0.

La de Suecia:

Salitre	75,0
Carbon	16,0
Azufre	9,0
	100,0.

La pólvora china:

Salitre	75,7
Carbon	14,4
Azufre	9,9
	100,0.

La pólvora de mina francesa es la única que se separa notablemente de la composicion teórica que acabamos de indicar, lo cual es debido á que esta especie de pólvora no necesita poseer demasiada fuerza de proyeccion; y como el gobierno impone un derecho considerable sobre la pólvora de caza, trata de preparar la de mina de modo que no pueda reemplazarse por aquella. En efecto, la pólvora de mina tiene mucha menos fuerza, y deja un residuo que ensucia y entorpece rápidamente el ánima de las piezas.

§ 631. La pólvora debe satisfacer á diversas condiciones, variables segun la clase de armas á que se destina. Cuando su fuerza explosiva es demasiado enérgica, la inflamacion de la carga es tan instantánea, y tan fuerte la reaccion contra las paredes del arma, que esta se abre y rompe con frecuencia. Al contrario si dicha fuerza no es la suficiente, el proyectil es arrojado fuera del ánima de la pieza ántes de inflamarse la totalidad de la carga, y una parte de esta se consume sin efecto útil. La pólvora mas conveniente para las armas de fuego es aquella que, ardiendo por entero en el tiempo que emplea el proyectil para recorrer el ánima de la pieza, le imprime, no instantánea sino sucesivamente, toda la fuerza de proyeccion que es capaz de desenvolver. Se concibe por esto que la calidad de la pólvora deberá variar segun las disposicion y dimensiones del arma para que debe servir. A igualdad de dósis, puede alterarse la calidad de la pólvora, empleando carbon mas ó menos carbonizado, dando á la materia mas ó menos densidad y consistencia, ó variando el tamaño de los granos.

Antes de dar á conocer los diferentes procedimientos empleados para fabricar la pólvora, diremos cómo se preparan los ingredientes ó materias primeras que entran en su constitucion.

Eleccion y preparacion de las primeras materias.

§ 632. *Salitre.*—El salitre que se emplea en la fabricacion de la pólvora es el nitro refinado, cuya preparacion hemos descrito (§ 456). Este nitro es casi puro, pues rara vez suele contener mas de 2 ó 3 milésimas de sal marina : tal como sale de los talleres de afinacion se presenta en pequeños granos cristalinos, sirviendo en este estado para la fabricacion de la pólvora.

§ 633. *Azufre.* —Se emplea el azufre en cañon procedente del comercio Es necesario reducirlo á polvo impalpable, para lo cual se hace uso de toneles de madera (fig. 386 y 387) reforzados in-

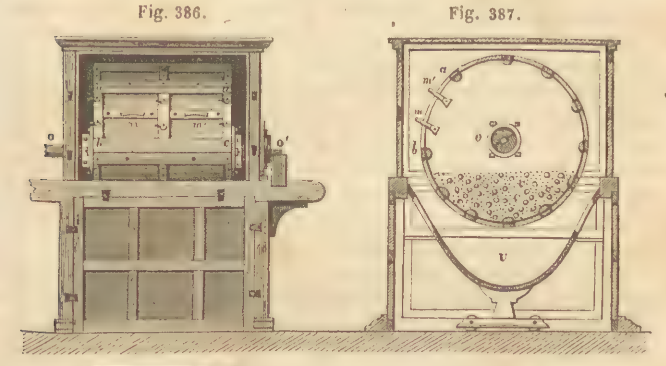


Fig. 386. Fig. 387.



Fig. 388.

teriormente con listones de lo mismo *a*, *b*, puestos en sentido de las aristas del cilindro. Estos toneles cilíndricos tienen $1^m,10$ de largo y $1^m,15$ de diámetro próximamente. Se hallan atravesados por un eje de hierro horizontal OO′, por cuyo medio puede imprimírseles movimiento de rotacion. Una abertura *abcd* con su portezuela correspondiente, provista de dos asas de hierro *m, m′*, sirve para introducir y sacar las materias. Se carga cada tonel con 30 á 40 kilógramos de azufre, y 150 de *balines* de bronce, de 5 á 8 milímetros de diámetro, que son los que producen la pulverizacion; pues rodando con el azufre, lo despachurran y desmenuzan, y acaban por reducirlo á una tenuidad suma. Para sacar el azufre, se quita la portezuela del tonel, y se reemplaza por otra de las mismas dimensiones *abcd*, cuyos entrepaños son de tela metálica (fig. 388). Poniendo en movimiento el tonel con su nueva portezuela, el

azufre pulverizado pasa muy luego por la tela metálica, cayendo en un arca U (fig. 387) colocada debajo del tonel.

El azufre pulverizado se tamiza en un cedazo semejante al que se emplea en las tahonas para cerner la harina. Se separan así las partecillas que no han sido suficientemente pulverizadas, como tambien los pequeños granos de arena, que podrian ocasionar accidentes en la fabricacion. El cedazo consiste en un cilindro de 2 ó 3 metros de longitud, sobre 1 metro de diámetro, cuyo armazon de madera se halla cubierto de una tela de seda bastante tupida. Este cilindro está suspendido por su eje en una caja cuadrada, que se cierra completamente miéntras dura la tamizacion, á fin de evitar la pérdida que resultaria de la proyeccion de los polvos. Presenta una ligera inclinacion en sentido de su eje, y un operario le da movimiento por medio de un manubrio fijo á su extremidad superior. Se introduce el azufre pulverizado por la misma extremidad, con auxilio de una tolva que baja hasta el interior del cilindro. El azufre se tamiza descendiendo á lo largo de las paredes de este durante su movimiento de rotacion: las partes mas finas atraviesan la tela de seda, al paso que las mas gruesas se amontonan en la parte inferior del cedazo. Se las va sacando de cuando en cuando para volverlas al taller de trituracion. El azufre tamizado se recoge con palas de madera, y puesto en cubetas se envia al taller de composicion.

§ 634. *Carbon.* — Debe ponerse el mayor cuidado en la eleccion del carbon que ha de entrar como parte componente de la pólvora. No todas las especies de madera son convenientes para preparar este carbon: se da la preferencia á las maderas tiernas y ligeras que suministran un carbon friable, poroso y que deja pocas cenizas.

Las maderas mas estimadas para este objeto son las de arraclan ó chopera, aunque tambien se emplean ventajosamente las del álamo blanco, aliso, tilo y castaño. Las cañas del cáñamo, ó agramiza, dan tambien carbon de excelente calidad, y es el que exclusivamente emplean en España, como luego indicaremos.

En Francia se prefiere el que da la chopera, madera blanda y ligera. Se escogen las ramas de 15 á 20 milímetros de diámetro, pero se emplean tambien ramas mas gruesas, rajándolas en otras mas delgadas, y descortezándolas para que no produzcan muchas cenizas. Se cortan las ramas en trozos de 1.5 á 2 metros de longitud, y se forman fajos que vienen á pesar de 12 á 15 kilógramos. La carbonizacion no se practica jamas en pilas ó montones, como la del carbon ordinario, sino en hoyas ó por medio de vasos cerrados.

§ 635. *Carbonizacion en hoyas.* — Las hoyas se escavan en tierra

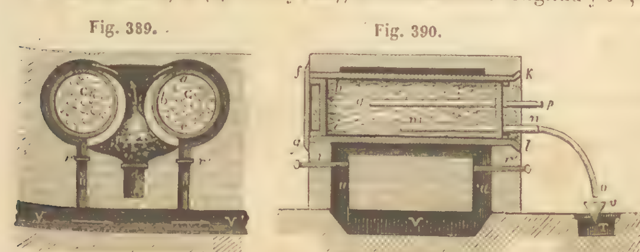
y se revisten interiormente de ladrillos; son cilíndricas y tienen 1m,5 de diámetro por 1m,2 de profundidad. Se amontona en ellas la madera cortada en pedazos de 0m,30 de longitud, dejando al monton una cúspide que sobresalga algunos decímetros de los bordes de la hoya. En la parte inferior de esta se ha practicado una abertura para pegar fuego al monton, que arde sucesivamente; pero es menester ir levantando las ramas con una horquilla, á fin que la combustion se propague y reparta por igual sobre toda la masa. El monton se hunde poco á poco, y se va añadiendo madera para mantener llena la hoya. Cuando ya no se desprende llama, se cierra herméticamente la abertura de la hoya con una tapadera de palastro, á fin de que la carbonizacion se concluya sin el contacto del aire. La hoya queda tapada tres ó cuatro dias, para que el carbon se apague y enfríe completamente. Luego se la destapa, se saca el carbon con palas y se lleva á los talleres de apartado, en los cuales se entresaca á mano, desechando las ramas que no han sido suficientemente carbonizadas, los tizos, como así mismo las que han sufrido una carbonizacion demasiado completa, y que producirian pólvora de mala calidad. El carbon escogido pasa á los talleres de composicion, donde debe empleársele en seguida, pues una larga exposicion al aire húmedo lo deterioraria sensiblemente.

La carbonizacion en hoyas da 18 á 20 de carbon por 100 de madera empleada.

§ 636. *Carbonizacion en vasos cerrados.*— Esta carbonizacion, que regularmente se practica en cilindros de hierro colado, da carbon en proporciones mucho mas considerables, y tambien de calidad mas constante y uniforme, pues se puede graduar el fuego segun se quiera, y detener la carbonizacion en el momento que llega al punto conveniente.

Los cilindros C, C′ (fig. 389 y 390), de 2 metros de longitud y 0m,70

Fig. 389. Fig. 390.



de diámetro, están colocados de dos en dos en un mismo horno, y ordinariamente hay doce hornos dispuestos en fila en un mismo ma-

cizo de fábrica. Uno de los fondos de los cilindros está tapado por un obturador de hierro colado, con cuatro aberturas circulares, por las que pasan cuatro tubos de palastro, tales como *pq*, *mn*. Tres de estos tubos, cerrados exteriormente con tapones de madera, sirven para introducir varillas de la misma, que se sacan de cuando en cuando para observar la marcha de la carbonizacion. El cuarto queda abierto, y da salida á los gases que se desprenden durante la carbonizacion. Se adapta á su extremidad un tubo de cobre encorvado *no*, que desemboca en un embudo *v*, puesto en comunicacion con un conducto horizontal cerrado T, que corre á lo largo de los hornos y va á salir á la chimenea que establece el tiro.

El combustible se coloca sobre un emparrillado *d*; la llama y el humo se elevan por entre los dos cilindros, los envuelven y bajan por los conductos *u*, *u'*, hasta una canal horizontal V V', que por debajo de los hornos va á parar á una chimenea de tiro situada en medio del taller. Dos registros *r* y *r'*, dispuestos en los conductos verticales *u*, *u'*, sirven para regular la temperatura al rededor de cada cilindro segun lo exiga la operacion. Se cubre la parte *abc* de los cilindros, mas inmediatamente expuesta á la accion del fuego, con una capa gruesa de lodo formado con tejas trituradas y arcilla. De este modo el máximo de temperatura se traslada á la parte superior de los cilindros, lo cual conviene mucho para la buena marcha de la operacion.

Cortados los palos de madera del largo conveniente, que debe ser de $1^{m},5$ sobre poco mas ó menos, se llenan con ellos los cilindros, y despues se coloca el fondo móvil *fghi*. Este fondo es de plancha de hierro con dobles paredes, cuyo intérvalo se rellena de cenizas; se introducen en seguida las varillas ó palitos de prueba en los tubos *pq*, etc.

Cargados los cilindros, se enciende fuego en el hogar. La descomposicion de la madera no principia á ser activa hasta despues de 4 ó 5 horas. Se jugza de la marcha de la operacion por la abundancia y el color de los humos que se desprenden por el tubo *no*. Cuando se supone bastante adelantada la carbonizacion, se sacan las varillas de prueba, para reconocer por su aspecto si la descomposicion se realiza convenientemente en las diversas partes de los cilindros. Si se observa que está mas adelantada en unas regiones que en otras, se empuja el combustible del emparrillado hácia el paraje en que se retarda la carbonizacion, y tambien se gradúa la accion del calor por medio de los registros *r*, *r'*. Pasadas diez ó doce horas, cesa el desprendimiento de vapores por el tubo *no*, en cuyo caso se cierran los registros del horno, á fin de que la carbonizacion se termine por sí sola. Se descarga el horno al dia si-

guiente, y se recoge el carbon en vasos grandes de palastro con su tapadera que llaman *sofocadores*.

La carbonizacion en cilindros da 35 á 40 de carbon por 100 de madera empleada. Se le entresaca á mano, partiéndole al mismo tiempo en pedazos mas menudos.

Cuando el carbon se destina á la fabricacion de la pólvora de caza, no se lleva la carbonizacion muy adelante, y se saca el carbon cuando presenta el color de chocolate, ó como se dice en estado de *carbon rojo*. Para la pólvora de guerra la carbonizacion debe ser mas completa, reduciendo la madera al estado de *carbon negro*: el carbon *rojo* daria una pólvora demasiado fuerte para las armas de fuego.

De poco tiempo á esta parte se han introducido algunas modificaciones en el sistema de carbonizacion que acabamos de explicar. Dentro de los cilindros se han dispuesto otros cilindros móviles en los cuales se coloca la madera que se trata de carbonizar, y que pueden girar cuando convenga al rededor de un eje que los atraviesa. Este eje tiene su manubrio, y pasa por un obturador que cierra la base anterior del cilindro fijo. Tubos de desprendimiento dan salida á los gases, y se juzga por el color que estos presentan del estado de la carbonizacion. Tambien se obtiene carbon por medio del vapor, haciendo pasar una corriente de vapor de agua á elevadas temperaturas por entre dos cilindros de hierro, concéntricos, que tienen sus tubos para la entrada y salida del vapor: se coloca la madera en el cilindro interior. Ambos métodos se usan en Bélgica: el último en Wetteren y el primero en Umbret (cerca de Lieja).

Fabricacion de la pólvora.

§ 637. Muchos son los procedimientos que se emplean para fabricar la pólvora, pero los principales se reducen á los siguientes:

1° El de los molinos de percusion;

2° El llamado *procedimiento revolucionario*, empleando toneles y prensas hidráulicas;

3° El sistema de muelas, ó de molinos de compresion;

4° El método de Champy, que da la pólvora redonda.

Indicaremos ademas el que se usa actualmente en España.

1° *Molinos de percusion.*

§ 638. Este procedimiento, conocido desde muy antiguo, es el que todavía se emplea en Francia para la fabricacion de la pólvora de guerra.

El molino de percusion se reduce á una ó varias baterías de *mazas* (fig. 391), con sus morteros correspondientes, que ordinaria-

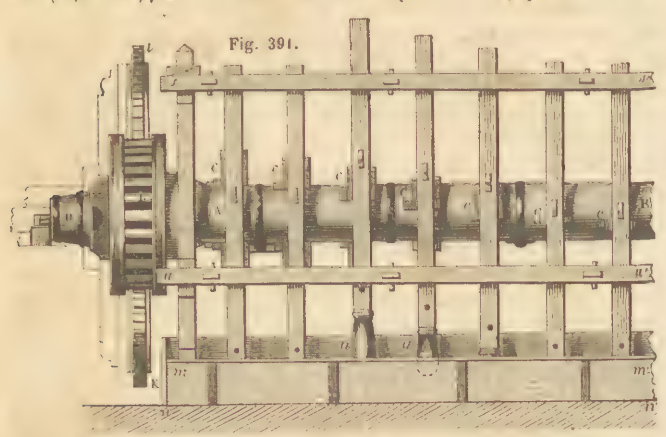


Fig. 391.

mente se hallan dispuestos en dos filas paralelas, componiéndose de veinte mazas cada batería. Estas se reducen á una barra prismática de madera *pp* (fig. 392), de 2^{m},5 de largo y 0^{m},10 de escuadría, terminada en su parte inferior por una espiga cilíndrica, que entra en un gorron ó contera de bronce *a* en forma de pera. Su peso total es de 40 kilógramos.

Se da á los morteros la forma representada en la figura 393, y se abren en un madero grueso de encima *mm'*, de 0^{m},60 de escuadría. Esta forma es la conveniente para que la materia levantada por el golpeo de la maza á lo largo de las paredes del mortero, vuelva á caer inmediatamente al fondo. Como el madero *mm* en que se han abierto los morteros, presenta sus fibras dirigidas longitudinalmente, y en este sentido la madera ofrece poca resistencia al choque, el fondo de aquellos quedaria deteriorado muy en breve, si no se remediara este inconveniente abriendo una mortaja en el



Fig. 392.

Fig. 393.

fondo de cada mortero, é introduciendo á mazo un zoquete de madera *z* cuyas fibras quedan en sentido vertical.

Cada fila de mazas es puesta en movimiento por un árbol particular OAB (fig. 391), atravesado perpendicularmente á su eje por varias palancas, llamadas *levas*, cuyos extremos *c* describen dos líneas espirales sobre el contorno del árbol, que armado de este modo se llama *erizo*. Los dos árboles paralelos engranan por medio de dos linternas de madera L, con una rueda dentada IK, fija al árbol maestro de la rueda hidráulica que da movimiento á todas las máquinas del taller. La relacion entre los diámetros de la rueda dentada y de las linternas está calculada de modo que los árboles erizos den cuatro vueltas miéntras da una el de la rueda hidráulica. Las mazas tienen una sobarba *m* (fig. 392), donde apalancan las levas para levantarlas. La disposicion en espiral que las levas tienen sobre el contorno del árbol es tal, que hay siempre en el aire el mismo número de mazas, de modo que la máquina sufre constantemente la misma carga. Travesaños de madera horizontales *uu'*, *vv'* (fig. 391) regulan el movimiento de las mazas. El inferior *uu'* sirve tambien para suspender las mazas cuando el operario trabaja sobre los morteros, y al efecto levanta la maza hasta que el agujero *o* (fig. 392) rebase el travesaño *uu'*, é introduce una clavija *s*, que la mantiene fija.

La mezcla ó composicion se ejecuta por porciones de 10 kilógramos, que son la carga de cada mortero. Se pesa por una parte $1^k,25$ de carbon en pedazos, que se colocan en una cubeta de madera, y por otra $1^k,25$ de azufre y $7^k,50$ de salitre, que se ponen en otra cubeta. Se llevan al molino todas estas porciones, pesadas con exactitud.

Se pone primeramente en cada mortero el carbon que le corresponde, humedeciéndole con 1 litro de agua, se dejan caer las mazas, quitando las clavijas *s* que las mantienen suspendidas sobre el travesaño horizontal *uu'*, y se da movimiento á la rueda hidráulica, levantando las compuertas del cauce ó canal por donde entra el agua. Despues de media hora de trituracion, se detiene la rueda hidráulica, se cuelgan las mazas por medio de sus clavijas, y se echa en cada mortero el azufre y salitre correspondientes á su carga. Se remueve el todo con la mano, se rocía con $\frac{1}{2}$ litro de agua, y se continúa revolviendo para mezclar los tres ingredientes lo mejor posible. Se quitan las clavijas, y se vuelve á poner en movimiento la batería. El operario reconoce el estado de la pasta, añadiendo agua si esta lo exige, ó si la temperatura exterior es muy elevada.

A la media hora de golpeo se procede á traspasar la pasta de un mortero á otro, operacion que se llama en estas fábricas *vuelta de*

plato. Se detiene la batería, y se cuelgan los mazos; el operario saca la pasta del primer mortero, sirviéndose de un plato de cobre de forma elíptica, arrollado en su extremo para cogerlo (fig. 394), y

Fig. 394.

la coloca en una arquilla de madera. Quita del mismo modo la materia del segundo mortero, y la echa en el primero que deja desocupado: la del tercero pasa al segundo, la del cuarto al tercero, la del quinto al cuarto, y por último el quinto mortero recibe la pasta que se sacó del primero, y quedó reservada en la arquilla. Cada operario tiene á su cargo cinco morteros, de modo que hay cuatro hombres para el servicio de una batería.

Terminada esta operacion, se da movimiento á las mazas, dejándolas golpear una hora, ejecutando al cabo de este tiempo la segunda vuelta de plato, exactamente como se hizo la primera. Se continúa así durante 12 horas, refrescando la masa de cuando en cuando para que conserve la humedad conveniente. Practicada la última vuelta de plato, se deja marchar la batería por espacio de 2 horas, á fin de dar consistencia á la pasta.

Durante estas 14 horas la materia ha recibido próximamente treinta mil golpes de maza, número reconocido como necesario para que la pólvora adquiera la cohesion y dureza suficientes. Siempre que se ha tratado de disminuir este número, se ha obtenido una pólvora poco compacta para soportar los trasportes.

Fig. 395.

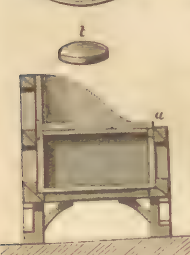


Fig. 396.

§ 639. La materia que sale de los morteros se coloca en cubetas de madera y se envía al taller de granear.

El graneo de la pólvora consiste en reducir la pasta que se recibe del molino á granos de un grueso determinado. Esta operacion se ejecuta en cribas (fig. 395), de $0^m,60$ de diámetro, con fondo de pergamino lleno de agujeros iguales. A estas cribas se dan diferentes nombres, segun el diámetro de sus agujeros; y así se llama primera criba ó *criba rompedera* la que tiene agujeros de 5 á 10 milímetros de diámetro. Los del *graneador de la pólvora de cañon* son de 4 milímetros, y finalmente en el *graneador de la pólvora de fusil*, el diámetro de los agujeros es solo de 2 milímetros.

A lo largo de las paredes del taller de granear se han construido cajas de madera, ó artesas (fig. 396), sobre

las cuales atraviesan en sentido del ancho unas barras de madera *ab*. en que el operario apoya su criba.

Este coloca la materia en la criba rompedera, y le da movimiento de vaivén, manteniéndola siempre en el plano horizontal que determinan las barras paralelas *ab*. Una porcion de la masa pasa por los agujeros, pero como el movimiento que se imprime á la criba no bastaria por sí solo para hacer pasar los pedazos mas gruesos, se desmenuzan estos, colocando en la criba un disco lenticular *t* de madera dura (fig. 395), que se llama *lenteja*, y tiene 21 centímetros de diámetro, 55 milímetros de espesor en el centro, y 45 solamente hácia la circunferencia. Por efecto del movimiento de vaivén que se da á la criba, la lenteja recorre y gira constantemente dentro de ella, comprimiendo contra el fondo la materia que queda interpuesta, y forzándola á pasar por los agujeros.

Se pone el material que ha pasado por la criba rompedera en el graneador de pólvora de cañon ó en el de fusil, segun se quiera obtener una ú otra especie de pólvora. Se maneja el graneador lo mismo que la rompedera, empleando la lenteja. La materia que pasa se compone de granos del grueso competente, de otros granos mas menudos y de polvos. Si se quiere separar pólvora de cañon, se la iguala pasándola por el graneador de fusil sin emplear la lenteja : el grano demasiado fino pasa por los agujeros, y la pólvora de cañon queda en la criba. La materia que atraviesa la criba se compone de granos de pólvora de fusil y de polvos; se la pasa por otra criba llamada *igualador,* cuyos agujeros, siendo mas pequeños que los del graneador de pólvora de fusil, dejan pasar solamente el polvo. De este pueden separarse todavía granos mas menudos. pasándolo por un segundo igualador de agujeros mas finos. Se obtiene así cierta cantidad de granos, que pueden venderse como pólvora de caza. Los últimos polvos vuelven al molino, donde se baten de nuevo, humedeciéndolos con un poco de agua.

§ 640. Los granos de pólvora obtenidos de este modo forman pequeños fragmentos angulosos, y reciben el nombre de *pólvora verde*. Esta pólvora conserva mucha humedad, y es necesario secarla; para lo cual pueden emplearse dos medios : la exposicion al aire libre ó *asoleo*, y la aplicacion artificial del calor en estufas á propósito.

El primer medio solo puede ponerse en practica en la buena estacion. Se extiende la pólvora húmeda sobre telas ó mantas, en capas de 3 á 4 milímetros de espesor. Estas telas se hallan dispuestas en tablas colocadas á lo largo de un muro que mire al mediodía, y que las resguarde al propio tiempo por la parte del norte. Se renueva de cuando en cuando la superficie de la pólvora, con

horcas ó palas, y tambien suele recogerse en un solo monton la que hay tendida en cada manta, para extenderla despues nuevamente. Esta desecacion se efectúa con bastante rapidez al sol durante el estío, y es mas ó menos lenta, segun los países, en primavera y otoño.

El segundo medio tiene la ventaja de producir una desecacion mas regular, y de poderlo practicar en todas estaciones. Se extiende la pólvora en capas delgadas, sobre telas tendidas en cajas ó armarios de madera por los cuales circula una corriente de aire caliente, que va á salir por una chimenea de suficiente tiro. Para calentar el aire se emplean tubos largos por donde pasa una corriente continua de agua caliente, y que se distribuyen en la forma adecuada por el interior de armarios de madera.

2° *Procedimiento revolucionario.*

§ 641. Este método ha sido imaginado con el objeto de fabricar gran cantidad de pólvora en poco tiempo: da polvora de mala calidad, y al presente se ha abandonado su uso.

Se principiaba por reducir á polvo fino, en toneles y con balines de bronce, por una parte el nitro solo, y por otra la mezcla binaria de azufre y carbon. En seguida se formaba la mezcla ordinaria de los tres ingredientes, y se introducia en toneles giratorios, que contenian balines de estaño para producir una mezcla íntima y perfecta de las materias.

Despues se colocaba una tela mojada sobre una plancha cuadrada de cobre, en la cual asentaba un marco de madera que recibia y mantenia la mezcla precedente; se quitaba el marco, se cubria la materia con otra segunda tela mojada, sobre la cual se ponia otra plancha de cobre, despues un segundo marco que se llenaba del mismo modo, y se continuaba así hasta dar á la pila la carga suficiente. Se comprimia esta fuertemente por medio de una prensa hidráulica: el agua de las telas, penetrando por toda la masa, la mojaba de un modo uniforme.

Las tortas procedentes de esta operacion se dejaban expuestas al aire por algun tiempo, con objeto de secarlas un poco, y despues se graneaban por los medios ordinarios.

3° *Molinos de compresion.*

§ 642. Este procedimiento es el que se emplea en Francia para fabricar polvora de caza; y la da muy compacta y de superior calidad.

La dósis adoptada es la siguiente :

Salitre.........	80,0	ó	76,9
Azufre.........	10,0		9,6
Carbon.........	14,0		13,5
	104,0		100,0.

El carbon y azufre se trituran de antemano, por medio de toneles giratorios y de balines de bronce, segun hemos manifestado (§ 633). Siendo el carbon mas difícil de pulverizar, es conveniente principiar por él la trituracion hasta que se halle medianamente dividido, é incorporar despues el azufre. Se introducen en el tonel 21 kilógramos de carbon rojo, tal como sale del taller de apartado. Se hace girar unas 12 horas, se añade al cabo de este tiempo el azufre en pedazos, y se continúa la trituracion de la mezcla por 6 horas mas. Se saca la mezcla binaria en estado de polvo impalpable y perfectamente homogénea, operando del mismo modo que hemos dicho respecto del azufre solo.

Se añade en seguida á esta mezcla la correspondiente dósis de salitre, y se introduce el todo en otro tonel llamado *mezclador*, á fin de obtener una mezcla íntima de las tres sustancias. Este tonel tiene tres fondos verticales de madera de encina, que le dividen en tres capacidades, y que forman cuerpo con un eje de madera que envuelve á otro interior de hierro. La separacion entre los fondos se mantiene por 12 costillas de madera que forman resalto hácia el interior, y se hallan cubiertas por un pedazo de cuero. Una abertura practicada en el vientre del tonel y provista de su portezuela, que se fija con pernos de bronce, tiene por objeto introducir y sacar las materias. Para efectuar la mezcla, se carga el tonel con 60 kilóg. de balines de bronce, de 5 milímetros de diámetro, y con 26 kilóg. de mezcla. Se le hace girar por espacio de 12 horas, debiendo dar 25 á 30 vueltas por minuto. En seguida se saca la materia del mismo modo que hemos descrito respecto de los otros toneles, es decir, quitando la portezuela ordinaria, y sustituyéndola por otra cuyos entrepaños son de tela metálica.

Se colocan 50 kilóg. de esta mezcla en una cubeta ó gamella, se rocía con 1 litro de agua ó con dos litros si es en verano, valiéndose de una regadera, y revolviendo continuamente la pasta, que en tal estado se trasporta á los molinos.

El mecanismo de estos se reduce esencialmente á dos muelas verticales M, M' de hierro colado (fig. 397), del peso de 5500 kilóg., que pisan sobre una plataforma ó *yusera* AB de hierro colado, establecida sobre un macizo de fábrica. El diámetro de las muelas es

de 1m,50, y su ancho en la circunferencia 0m.50. El diámetro de la yusera es de 2m,0. Ambas muelas se hallan atravesadas por un eje de hierro CDC′, fijo sólidamente al mástil vertical de hierro EF, y sostenido por una armadura móvil de madera GHIH′G′, que forma cuerpo con el eje vertical EF. Un árbol horizontal KL, colocado debajo del suelo del taller y en comunicacion con la rueda hidráulica, da movimiento al mástil vertical por medio de un engranaje cónico. Dos paletas de madera *s*,*s*′, guarnecidas de cobre, fijas por los brazos de hierro *t*, *t*′ al árbol móvil, siguen inmediatamente á las muelas con el objeto de poner sobre la zona que estas pisan, las porciones de materia que hubieran podido esparcirse hácia los bordes de la yusera. Rascadores *r*, *r*′ guarnecidos de cobre raspan constantemente la superficie de las muelas, y separan la materia que se adhiere.

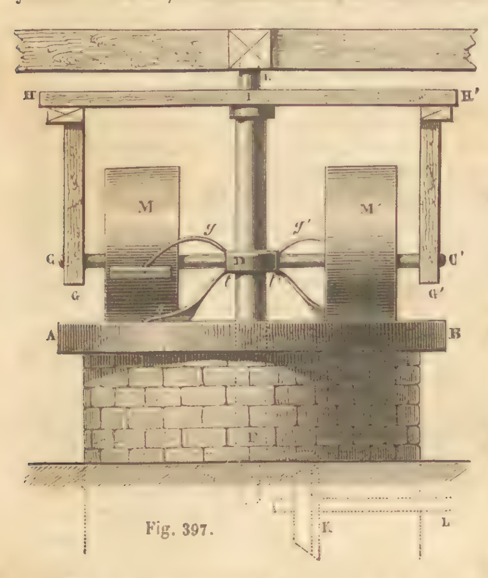


Fig. 397.

Se extienden sobre la yusera 50 kilóg. de materia en una capa de igual espesor : se da movimiento á las muelas, que giran al principio con lentitud, pero se van acelerando poco á poco, y el árbol EF no tarda en dar 8 vueltas por minuto. El agua que se agregó para humedecer la pasta se va evaporando por efecto del calor que se desprende en esta trituracion, y al cabo de una hora la materia queda seca, siendo preciso refrescarla de nuevo. Este refresco debe practicarse con perfecta igualdad sobre toda la pasta, y con este objeto se fija detras de una de las muelas un vaso V (fig. 398) terminado por un tubo horizontal *ab* lleno de agujeros muy finos. Se echa en este vaso 1 litro



Fig 398.

de agua, y cuando se quiere regar la pasta, no hay mas que abrir una llave dispuesta en el tubo vertical, al mismo tiempo que el operario desprende la materia y la echa sobre la pista, valiéndose de un rascador de cobre; todo esto lo ejecuta sin parar las muelas. Al cabo de 1 hora poco mas ó menos de nueva trituracion, detiene las muelas, recoge toda la masa sobre el camino de estas, y las hace girar con mucha lentitud, de modo que inviertan 8 ó 10 minutos para dar una vuelta al rededor de la yusera. Como las muelas permanecen bastante tiempo sobre un mismo punto, comprimen fuertemente la pasta, y se consigue que esta salga muy compacta. La operacion queda terminada, se separan las costras ó tortas que resultan y se envian al taller de granear.

§ 643. El graneador que se usa en la actualidad se reduce á un marco ó cajon de madera AB (fig. 399), de forma octógona y de

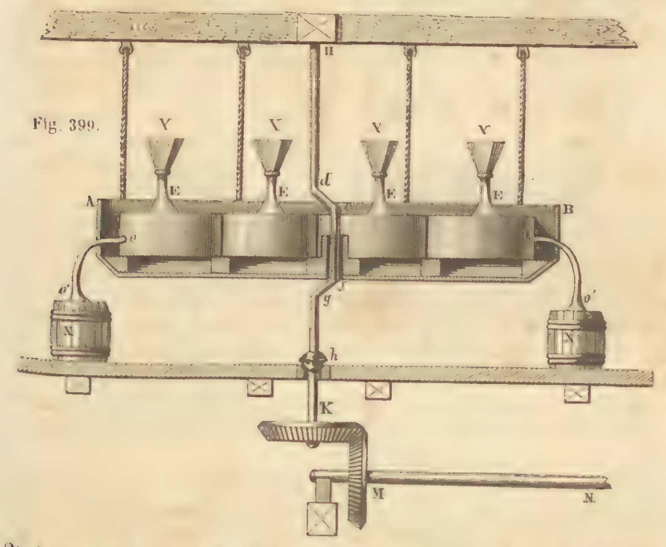


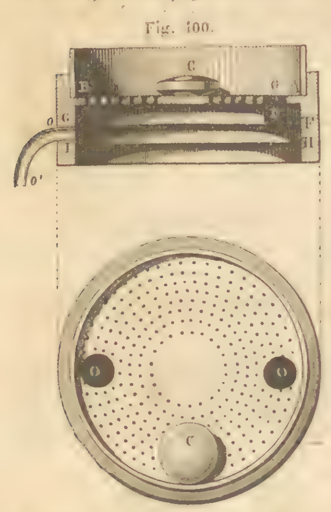
Fig. 399.

2m,50 de diámetro, suspendido del techo por medio de cuerdas. En su centro se ha dispuesto un cañon de cobre por el cual pasa un eje excéntrico de hierro *defgh*, que hace parte de otro eje vertical KH, cuya extremidad superior H gira en su correspondiente rangua encajada en un madero del techo. La extremidad inferior K va unida á una rueda horizontal que engrana con otra vertical, fija invariablemente á un eje MN, por medio del cual se mueve todo el sistema.

Es claro que por efecto del movimiento de rotacion del eje HK, el excéntrico *defgh* comunicará al marco un movimiento circular.

Se colocan sobre el marco 8 cribas rompederas, cuya disposicion es la siguiente (fig. 400). El primer fondo AB es una plancha de nogal, de 2 centímetros de espesor, llena de agujeros mas anchos por abajo que por arriba. Sobre este fondo se pone una lenteja de madera de serval C, del peso de 2 kilóg. A los extremos de uno de sus diámetros se han practicado dos aberturas circulares O, O de 1 decímetro de anchura, á las cuales hay adaptados dos planos inclinados de cobre, en forma de canalejas, que tocan por su extremidad inferior la superficie del segundo fondo FG. Este se encuentra á 3 centímetros debajo del primero, y lo forma una tela metálica cuyas mallas tienen la luz necesaria para dar paso al grano de la pólvora de caza. Por último, bajo este segundo fondo y á la misma distancia de 3 centímetros existe un tercero HI de estameña de seda, que sirve para la limpia de los polvos. Las cribas descansan sobre listones de madera paralelos, forrados de cuero y colocados sobre el fondo del marco: se hallan cubiertas de una manga de tela, terminada por otra de piel E (fig. 399), que remata en forma de embudo Y, para introducir las materias. Cada criba tiene ademas una abertura lateral con una manga de piel OO′, que conduce el material tamizado á los barriles X, X′.

Fig. 400.



Colocadas en el marco las cribas, se introduce la materia por los embudos Y, Y....; y se da movimiento al sistema. La lenteja que lleva cada una, moviéndose circularmente sobre el fondo de madera AB, rompe y desmenuza la pasta, forzándola á pasar por los agujeros y á caer en el fondo de tela metálica FG. Los granos bastante finos para atravesar las mallas, pasan por ellas, y solo quedan sobre la tela metálica los que son demasiado gruesos, pero como encuentran el plano inclinado de las canalejas, suben á lo largo de estas hasta el fondo de madera, en virtud del movimiento circular que se les imprime, y se encuentran sometidos otra vez á

la accion de la lenteja. Miéntras se verifica todo esto en los dos compartimientos superiores del tamiz graneador, la mezcla de granos y polvos que ha pasado por la tela metálica cae y se limpia en el tejido de seda. El polvo pasa por este al fondo de cuero del marco, desde el cual se le dirige por una manga de piel á una cubeta cerrada, miéntras el grano limpio que ha quedado sobre la seda, sale por una abertura opuesta y se reúne en un barril dispuesto al efecto. Por consiguiente el operario no hace mas que echar la materia que ha de granear, en las pequeñas tolvas Y, Y..., cuando el ruido de la lenteja le advierte que falta pasta en el graneador.

El polvo que se recoge se trasporta á las muelas, donde se refresca y sufre nueva trituracion. La torta que produce se granea como la primera.

§ 644. El grano clasificado como pólvora de caza, recibe ademas el *pavon*, que tiene por objeto alisarlo y pulimentarlo, á fin de asegurar su conservacion y darle mayor densidad.

Esta operacion se practica en un tonel cilíndrico de madera (fig. 401), de 2^{m},70 de largo por 1^{m},20 de diámetro, y dividido in-

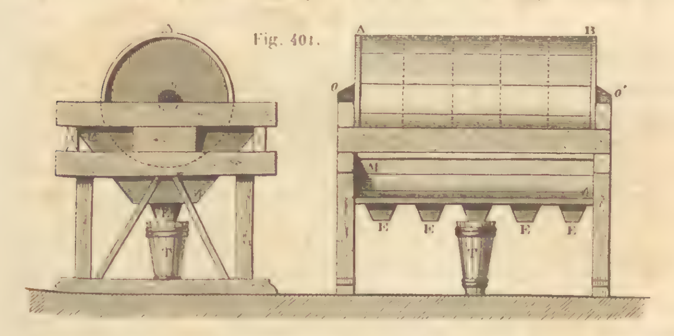


Fig. 401.

teriormente en cinco capacidades por fondos intermedios, provistas cada una de su correspondiente portezuela. Un eje de madera atraviesa el tonel, y recibe movimiento por medio de un engranaje. Estos toneles tienen en su interior 12 costillas de madera dispuestas del mismo modo que en los que sirven para mezclar.

Debajo del tonel hay colocada una gran tolva dividida en cinco capacidades correspondientes á las del tonel, con un embudo de cuero E cada una para recoger las materias en un cubeto T. Se introducen 100 kilóg. de grano en cada capacidad del tonel, y se hace girar con lentitud por espacio de 12 horas. Los granos de pól-

vora ruedan continuamente sobre sí mismos, chocando unos con otros y contra las costillas del tonel, que renuevan los puntos de contacto; sus partes angulosas se desgastan, y de este modo adquieren consistencia y lustre. Se da despues mayor velocidad al tonel, y á las 36 ó 40 horas queda terminado el pavon.

Esta pólvora se seca en seguida por el método ordinario.

El pavon da á la pólvora mayor densidad, pero le quita en parte su porosidad y la hace menos inflamable. Por esta razon no conviene pavonar la pólvora demasiado, deteniéndose cuando los granos han adquirido en su superficie la suficiente dureza para no alterarse por los trasportes ni producir polvorin.

§ 645. Se obtiene pólvora de caza de mejor calidad que la anterior, trasportando á las muelas la pólvora graneada por el procedimiento que se acaba de describir, sometiéndola á una segunda trituracion con riego y á otra granulacion. Esta pólvora, despues de pavonada, es superior á las mejores pólvoras extranjeras, y recibe el nombre de *pólvora real*.

4° *Fabricacion de la pólvora redonda por el método suizo, ó procedimiento de Champy.*

§ 646. La pólvora de mina se fabrica en Francia por un procedimiento particular, que por haber sido empleado la primera vez en Berna ha recibido el nombre de *procedimiento suizo*. Se llama tambien *procedimiento de Champy*, del nombre del director de fábricas de pólvora que lo estableció en Francia, introduciendo en él algunas modificaciones y notables mejoras. Este método lo aplican igualmente á la fabricacion de la pólvora de cañon y á la de fusil.

Para la pólvora de mina se emplean los carbones mas quemados, y todos los pedazos que se han separado como impropios para las otras pólvoras. La carbonizacion excesiva que han experimentado no perjudica en este caso, en razon á que la inflamabilidad de la pólvora de mina no debe ser demasiado enérgica.

Las operaciones que se practican son seis: trituracion, mezcla, graneo, igualacion, pavon y desecacion.

La trituracion se verifica por medio de balines de bronce y toneles de hierro, siguiendo exactamente el mismo método que hemos descrito al tratar de los molinos de compresion, con la única diferencia de que, siendo el carbon mas difícil de triturar, se carga el tonel con 120 kilóg. de balines de dos distintos diámetros: la mitad de $4^{mm},5$ y la otra mitad varía entre 7 y 15^{mm}. Se introducen en el tonel 30 kilóg. de azufre y 27 de carbon, dosis correspondiente á 150 kilóg.

de pólvora. Se cierra la portezuela, se imprime movimiento al tonel por espacio de 4 horas, haciéndole dar 25 ó 28 revoluciones por minuto. La mezcla binaria resulta bien preparada al cabo de este tiempo; se la saca del tonel, y se envía al taller de composicion.

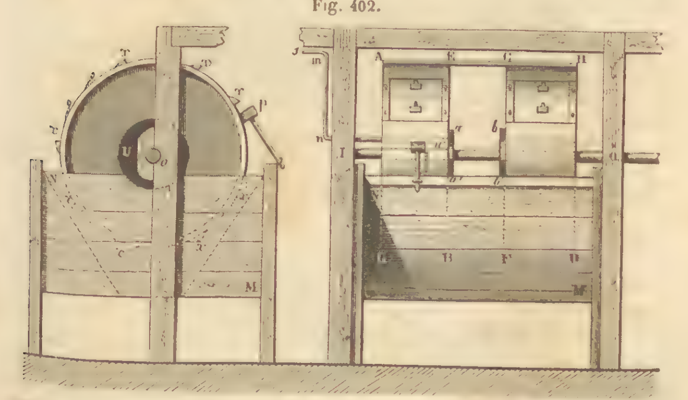
Se introducen en una cubeta 14^k,25 de este compuesto binario, y se echan por encima 23^k,25 de salitre. Cada cubeta contendrá pues 37^k,50 de mezcla ternaria, á saber:

Salitre........	23,25	62,0
Azufre........	7,50	20,0
Carbon	6,75	18,0
Total....	37,50.	100,0.

Hecha así la composicion se trasporta la masa á los mezcladores, que son unos toneles de cuero en los cuales se han introducido 60 kilógr. de balines de bronce de 4^{mm},5 de diámetro. Se echan en cada uno 37^k,50 de la mezcla, y se les da movimiento imprimiéndoles una velocidad de 25 á 30 vueltas por minuto. Cuando han girado durante 4 horas, la mezcla resulta perfectamente íntima: se descarga la materia en un arca ó artesa puesta debajo, y en seguida se coloca en cubetas que pasan al taller de granear.

§ 647. El mecanismo (fig. 402) que se emplea para fabricar el

Fig. 402.



grano redondo, se reduce á dos grandes tambores de madera de encina AEGB, CHFD, de 1^m,75 de diámetro y 0^m,63 de altura. No llevan mas que un solo fondo sin abertura BE, CF; el opuesto AG, HD tiene una circular U en su centro, de 0^m,60 de diámetro. Ambos toneles forman cuerpo con un mismo eje de hierro IO, que descansa

entre dos piés derechos sobre dos coginetes de cobre. Dos rodajas ó birolas de cobre *aa'*, *bb'*, unen invariablemente el eje de hierro horizontal IO con los fondos EB y CF de los tambores. Cuatro tirantes, tales como AB (no representados en la figura), aseguran la invariabilidad del sistema. Cada tambor tiene su portezuela, de $0^m,35$ sobre $0^m,60$, que se cierra con pernos de cobre, y sirve para introducir y sacar las materias. En la parte inferior se halla el arca ó arteson N, con planos inclinados de cobre, para recibir la materia cuando se quitan las puertas, y dirigirla á los cubetos puestos debajo.

Uno de los tambores, el AEGB, se destina al graneo de la pasta, y el otro CHFD sirve para pavonar los granos.

El graneador AEGB va armado exteriormente de 12 pequeñas levas *x*, *x*. *x*, que durante su movimiento levantan y hacen golpear constantemente un pequeño mazo de madera *p*, unido con una atadura á uno de los costados del arca. Estos golpes de mazo tienen por objeto desprender las materias que pudieran adherirse á las paredes interiores del tambor. Un tubo de cobre *nu*, de 2 centímetros de diámetro y $0^m,40$ de longitud, lleno de agujeros capilares segun una de sus aristas, penetra en el graneador por encima y á corta distancia del eje, y comunica por medio de otro tubo encorvado de cobre *nms*, con una bomba impelente (fig. 403) cuya disposicion es la que sigue.

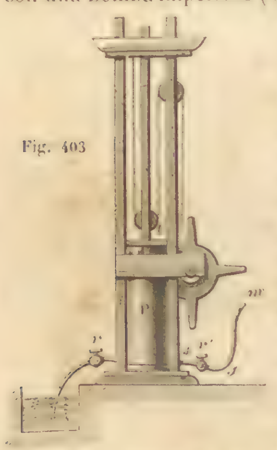


Fig. 403

Un cuerpo de bomba de cobre P, en el cual entra ajustado y se mueve un émbolo del mismo metal, provisto de su varilla de hierro que juega entre dos montantes de madera. Se hace subir el émbolo por medio de un torno y una cuerda que pasa por una polea fija á la varilla de hierro, y por otra dispuesta en uno de los montantes. El cuerpo de bomba comunica por un lado con un depósito lleno de agua, y por el opuesto con un tubo de inyeccion *smnu* (fig. 402) y 403). Las llaves *r* y *r'* sirven para cerrar y abrir segun se quiera uno ú otro de los tubos de comunicacion. Cuando se abre la llave *r* y se eleva el émbolo, el agua entra y llena la parte inferior del cuerpo de bomba. Cerrando en seguida la misma llave y abriendo la *r'*, el émbolo desciende por su propio peso, y el agua sale por el tubo de riego *smnu*.

Para granear una carga de material, el operario quita la porte-

zuela del graneador, é introduce en él 100 kilógramos de pólvora ya graneada, llamada *núcleo* ó *hueso*, cuya procedencia indicaremos muy luego; vuelve á colocar la puerta y hace girar el graneador con una velocidad de 10 vueltas por minuto. Durante este movimiento da un primer riego, por medio de la bomba, de 5 de agua por 100 de masa. El líquido cae en forma de lluvia fina sobre el núcleo que se halla en el fondo del graneador, y como el movimiento de rotacion del tambor renueva sin cesar las superficies de contacto, los granos se van mojando de un modo uniforme.

Terminado el primer riego, se introducen con una pala de madera, y por cargas sucesivas de 1 kilóg., 50 kilóg. de mezcla, tal como viene de los mezcladores, cuidando de repartirla con igualdad por todo el graneador. El movimiento de este hace rodar constantemente los granos de núcleo húmedos por en medio del polvo seco, este se pega á su superficie, y el grano va engrosándose por capas concéntricas.

Acto continuo se da un segundo riego igual al primero, y luego se añaden por pequeñas porciones, otros 50 kilógramos de mezcla ternaria. Se hace girar el tonel, y al cuarto de hora sobre poco mas ó menos el operario reconoce si el polvo ha sido absorbido completamente, en cuyo caso vacía el graneador, haciendo caer la materia en cubos puestos debajo. El tiempo total que se invierte en una de estas operaciones es de 35 á 40 minutos.

§ 648. La materia que sale del graneador se compone de granos de diferente tamaño, y es necesario reunir los de un mismo grueso, ó como se dice, hacer la *clasificacion* del grano.

Esta se practica en cribas con fondos de pergamino llenos de agujeros, cuyos diámetros son diferentes de una criba á otra: la primera, llamada *igualador*, separa el grano demasiado grueso, y el diámetro de sus agujeros es de $3^{mm},4$; la segunda ó *sub-igualador*, deja pasar el grano demasiado fino, y tiene agujeros de $1^{mm}.2$ de diámetro. En esta criba quedarán por consiguiente granos cuyo tamaño se hallará comprendido entre $1^{mm},2$ y $3^{mm},4$, y que convienen para la pólvora de mina; se introducen en un barril para someterlos á una operacion ulterior. Todo lo que ha pasado por el *sub-igualador* se compone de granos de diámetro inferior á $1^{mm},20$, que son los que se consideran como núcleo ó hueso, porque necesitan adquirir en el graneador el tamaño conveniente. En cada operacion se obtiene siempre la cantidad de hueso necesaria para la siguiente, de manera que solo hace falta para la primera operacion, pero se aprovecha con este objeto la pólvora de fusil angulosa procedente de los molinos de percusion.

Los granos muy gruesos, así como los pedazos irregulares ó terrones que quedan en el igualador, se rompen con lenteja y se emplean igualmente como hueso para las operaciones siguientes.

La pólvora de mina recibe ademas un pavon, que le da mucha mas densidad, y se ejecuta en el segundo tambor CHFD. Se introducen en él 200 kilóg. de grano clasificado, y se le hace girar por espacio de 4 horas. Para asegurarse del momento en que el grano ha adquirido la densidad conveniente, se pesan con mucha exactitud 60 gramos del grano que se está pavonando, y se echan en una probeta de vidrio graduada. Se considera que tiene el pavon competente, cuando el nivel de la materia llega á cierta division de la probeta.

El grano que sale del pavon se seca por los métodos ordinarios.

§ 649. La fabricacion de la pólvora redonda de guerra se ejecuta del mismo modo, pero se emplea la dósis ordinaria : 75 salitre, 12,5 azufre y 12,5 carbon; y ademas se separan dos clases de granos : una compuesta de granos cuyo diámetro se halla entre $1^{mm},2$ y $2^{mm},1$, que forma la pólvora de cañon ; y la otra comprende el grano de fusil, cuyo diámetro varía desde $1^{mm},0$ á $1^{mm},20$.

MÉTODO EMPLEADO ACTUALMENTE EN ESPAÑA PARA LA FABRICACION DE LA PÓLVORA.

§ 650. Hasta aquí la descripcion de los procedimientos principales puestos en práctica en Francia y otros países de Europa para fabricar la pólvora. Indicaremos brevemente los que se emplean en España para la fabricacion de la pólvora de guerra, establecida en la huerta de Murcia á orillas del rio Segura, haciendo resaltar las diferencias mas notables entre los métodos que allí se usan y los que llevamos descritos.

La elaboracion de la pólvora se practica por dos sistemas distintos : el antiguo ó el de los molinos de percusion, y el nuevamente establecido ó el de compresion.

Pólvora de percusion.

Preparacion de los ingredientes.

Salitre. — Se recibe todavía del comercio en estado de polvo cristalino ó de arenillas, y con prévio reconocimiento, pues no debe contener mas de $\frac{1}{3000}$ de cloruro de sodio, se le emplea sin ulterior preparacion.

Azufre. — Procede de las minas de Hellin, muy puro y en forma

de panes. Se pulveriza en una tahona formada de una sola muela de piedra caliza, que se mueve sobre su correspondiente yusera de la misma piedra. Se tamiza despues en una máquina de tamizar compuesta de 16 cedazos colocados en dos marcos que comunican con un eje excéntrico, movido por una rueda hidráulica de un modo análogo al que se ha descrito para granear la pólvora de presion (§ 643).

Carbon. — Se usa el carbon de agramiza ó cañamiza, y se fabrica en Callosa de Segura. Para la carbonizacion hay dos hoyos circulares de 9 piés* de diametro y 2 piés 9 pulgadas de profundidad, revestidos interiormente de piedra refractaria, y con un rebajo en la parte superior donde entra ajustada una tapadera de tablas, forrada de hoja de lata por la superficie inferior. Para hacer una hoyada, se principia por formar con la madera una especie de bóveda hácia la parte superior del horno; se enciende esta bóveda por abajo, y cuando arde toda ella se la deja caer al fondo, se van echando por encima nuevas capas de agramiza hasta llenar el hoyo. Cuando el fuego se ha propagado por toda la masa de combustible, y no quedan tizos, se le sofoca, poniendo la tapadera y echando tierra por encima. Se deja así 24 horas, se saca despues el carbon, y se extiende sobre una explanada hasta que se enfríe completamente. Se obtiene un 22 ó 24 de carbon por 100 de cañamiza.

Antes de emplear este carbon en la fabricacion de la pólvora, lo limpian ó aventan del modo siguiente: colocado en cribas, lo van echando, inclinando estas, de modo que el viento lo arroje hácia unos encerados dispuestos al efecto; las piedrecitas, tizos y tierra caen al pié del operario. En esta operacion se pierde un 15 por 100.

Dósis y mezcla.

La dósis que se usa para la pólvora de percusion es la misma que en Francia: 75 de salitre, 12,5 de azufre y 12,5 de carbon.

La mezcla se efectúa en seis molinos, compuestos cada uno de 16 morteros con igual número de mazas, divididas en dos filas paralelas, con una rueda hidráulica entre ellas. Los morteros son de piedra caliza, y su forma es la de una esfera menos un casquete, con la cabida de 1 quintal de ingredientes. Las mazas son todas iguales, terminadas en forma de pera por la parte inferior, siendo el peso total de cada una 140 libras. Caen de una altura de 2 piés, con la velocidad de 25 golpes por minuto. Su disposicion respecto á

* Las medidas que se citan en esta descripcion se refieren al marco de Castilla.

los árboles erizos, y el mecanismo de su movimiento son iguales á los que se han descrito al hablar del sistema francés.

Se trasporta al molino 1 quintal de ingredientes para cada mortero, pesados separadamente en las proporciones dichas : el salitre y carbon se llevan en sacos, y el azufre en panderos proporcionados. Se ponen en el mortero los $\frac{2}{3}$ del carbon, todo el azufre, y 12 libras de agua, removiendo bien con una espátula de madera; se echa en seguida la mitad del salitre, dejando abocado el saco que contiene el resto. Se da movimiento á la máquina, y se va echando poco á poco lo que queda de salitre. Despues se hace lo mismo con el tercio que se reservó de carbon; se ayuda con la espátula el movimiento de la pasta, para que adquiera la debida homogeneidad y *haga asiento,* lo cual se verifica á las dos horas. La *vuelta de plato* se practica solamente á las 24 horas de haber sentado la picada, refrescando la pasta con tres libras de agua por mortero y procediendo en lo demas como llevamos expuesto (§ 638). La trituracion dura 30 horas, reduciendo la velocidad de las mazas á la de 12 golpes por minuto durante la noche. Dos horas ántes de terminar aquella se verifica el *apiño*, para lo cual se cuelgan las mazas y se remueve el material con las manos, agregando agua hasta completar 17 ó 20 libras por mortero, segun el estado de la masa y el grado de humedad del aire.

Graneo y clasificacion.

Se granea la pasta en cribas *rompederas* suspendidas por tres cordeles que se reúnen en un punto, á las cuales dan los operarios movimiento de vaivén, y un ligero golpe en sentido vertical al empujar la criba. El grano y polvorin caen en artesas colocadas debajo. Para romper la pasta ponen en cada criba 4 ó 6 cilindros de estaño que llaman *piedras*. Se separa despues el grano del polvorin, á que se da el nombre de *polvorin verde*, por medio de cedazos con fondo de cerda, que se mueven á mano como las cribas, pero colocándolos sobre las cernederas de las artesas.

El grano que se saca pasa al pavon, que se compone de dos toneles giratorios, atravesados por un mismo eje movido por una rueda hidráulica. Se carga cada tonel con 15 ó 16 arrobas de grano. La operacion dura dos horas, dando cada tonel 8 vueltas por minuto.

Graneada la pólvora se seca por *asoleo*, que se verifica sobre mantas colocadas en zarzos ó cañizos, puestos sobre pilares de fabrica. Se extiende la pólvora en capas de 1 pulgada de espesor, y cuando se aglomera ó forma terrones se *da la vuelta*, esto es, se re-

coge en un monton la de cada manta, y se vuelve á extender con las manos. La duracion del asoleo varía de 2 ½ á 4 horas segun las estaciones. Cuando está seca la pólvora se trasporta en las mismas mantas y se deposita en artesas, dejándola amontonada para que conserve el calor hasta el dia siguiente, en que se limpia y clasifica.

Estas dos operaciones se verifican en las cribas igualadoras que son de dos clases: *el igualador de cañon ó colador* y el *igualador de fusil.* Los agujeros del primero, que dan paso á la pólvora de cañon, tienen 6 puntos de diámetro, y 4 puntos los del segundo para la pólvora de fusil.

Se carga el igualador de fusil con unas 8 libras de pólvora: la de cañon queda mezclada con granos mas gruesos, y la de fusil pasa con el polvorin y cae en una artesa. La primera se iguala en el colador; la de fusil se despoja del polvorin pasando por cedazos finos de cerda.

Los diferentes polvos que resultan en estas operaciones vuelven al molino, donde se trituran de nuevo, y dan pólvora de excelente calidad.

Pólvora de presion.

Dósis.—Se emplea la dósis de la pólvora inglesa: 75 de salitre, 10 de azufre y 15 de carbon.

Mezcla.—El carbon y el azufre se preparan como se ha dicho en la pólvora de percusion.

El salitre se somete á una operacion preliminar, que se reduce á fundirlo para privarle de su humedad, y á vaciarlo despues en barras prismáticas, valiéndose de moldes de cobre de la cabida de 15 libras de salitre. Resulta una pérdida de 4 onzas por quintal.

Fundido el salitre se tamiza en la misma máquina de tamizar que sirve para el azufre, y de la cual hemos hecho mencion (pág. 317).

Empaste. — Preparados los tres ingredientes, se hace la mezcla, que principia por lo que llaman *empaste,* y concluye en las prensas.

Cada empaste se compone de 63 libras de ingredientes, en las proporciones dichas, que se distribuyen en 8 cubetas, donde se mezclan primero con la mano, y se trasportan á las tahonas.

Estas se componen de una ó dos muelas verticales de piedra caliza, que se mueven sobre una yusera de la misma piedra. Las muelas son cilíndricas y las yuseras planas. Se echan sobre estas los ingredientes, repartiéndolos uniformemente; se rocían con 8 ó 9 libras de agua, y se ponen en movimiento las muelas de modo

que den 8 vueltas por minuto. Un operario cuida de recoger y echar la pasta sobre el camino de las muelas. Cada empaste dura 3 ó 4 horas, segun las tahonas se compongan de 1 ó 2 muelas.

Terminada esta operacion, se recoge la masa y se lleva á las prensas.

Prensas. — Estas se reducen cada una á un cajon fuerte de madera, con visagras en sus costados para poderlo desarmar, y fijo sólidamente con piés derechos y vigas empotradas en las paredes. Un tornillo vertical y su tuerca movible para comprimir el tablero, completan la prensa. Se coloca en el fondo del cajon una plancha de cobre, y sobre esta unas 20 libras de pasta, que se cubre con otra plancha igual; se extiende sobre ella otra capa de 20 libras de material, luego se pone una tercera plancha y así sucesivamente.

La altura que se da á las capas es de 1 pulgada, y son necesarios de 5 ½ á 6 quintales de pasta para llenar el cajon. Cuando falta material se ponen tablas en el fondo del cajon hasta la altura conveniente.

Se prensa la pasta por espacio de 2 horas, y solo 1 hora si aquella procede de polvos de otras operaciones. Se obtienen tortas de ½ pulgada de grueso y bastante duras, que se parten con mazos de madera, para reducirlas al grueso de una avellana, y pasarlas al taller de granear.

Graneo.—El graneo se ejecuta en cribas rompederas, que se hallan colocadas cada cuatro en círculos abiertos en un marco, unido á un cajon donde va cayendo el grano. Este cajon está suspendido del techo por cuatro cuerdas; en uno de sus costados tiene un asa que agarra el operario para darle movimiento de vaivén, y por el costado opuesto va unido á una tabla delgada, asegurada á un madero del techo, y que por su elasticidad facilita aquel movimiento. En cada criba se ponen 3 libras de material, 4 cilindros de estaño, y 2 lentejas de madera de olivo.

Asoleo. — Esta pólvora se asolea inmediatamente despues de graneada, cubriéndola con mantas y por poco tiempo, á fin de que conserve cierto grado de calor y humedad para que el pavon sea mas perfecto; y despues de verificado este, se vuelve á extender hasta secarla completamente.

Las demas operaciones son iguales á las que se han descrito respecto de la pólvora de percusion.

Empaque. — La pólvora de guerra se empaca por quintales, poniéndola primero en sacos de cañamo y despues en cajones de pino, que han prevalecido sobre los antiguos barriles. Las dimensiones interiores de los cajones de empaque son: 31 pulgadas y 3 líneas de longitud, 10 pulgadas de anchura y 12 de profundidad.

Reconocimiento y pruebas de la pólvora.

§ 651. Con objeto de determinar las calidades físicas y *potencia balística* de cada especie de pólvora, se la somete á diferentes pruebas.

Las condiciones á que debe satisfacer la pólvora de guerra son las siguientes:

El grano debe ser anguloso, duro, seco é igual; y su grueso el que corresponda á cada especie de pólvora: en España es el que fijan los igualadores de cañon y de fusil, siendo de 6 puntos el diámetro prevenido para los agujeros de los primeros, y 4 puntos para los segundos. En Francia el tamaño del grano varía de $2^{mm},5$ á $1^{mm},4$ para la pólvora de cañon, y de $1^{mm},4$ á $0^{mm},6$ para la de fusil. Debe resistir á una presion moderada, y no tiznar ni dejar polvorin cuando se le hace rodar sobre la palma de la mano.

La densidad aparente de la pólvora se determina con auxilio de un aparato particular, llamado *gravímetro*. Se reduce á una medida exacta de un decímetro cúbico; se le llena por medio de un embudo con válvula, que se adapta por encima y vierte la pólvora de un modo uniforme. El peso del litro de pólvora, no comprimida, que contiene esta medida es la *densidad gravimétrica*. La densidad de la pólvora de guerra varía entre $0^{k},820$ y $0^{k},830$.

§ 652. La potencia balística se determina comparativamente por el *morterete* y el *fusil-péndulo*.

El morterete se ve representado en la figura 404. Es de plancha, y de hierro colado: su eje forma con la horizontal un ángulo de 45°. El diámetro interior es de $191^{mm},2$. Se le carga con 92 gramos de pólvora, introduciéndola en la recámara *a* con auxilio de un embudo, y poniendo encima un globo macizo de bronce, de $189^{mm},5$ de diámetro y del peso de $29^{k},4$. El alcance que se exige para que la pólvora sea admitida debe ser lo menos de 220 metros.

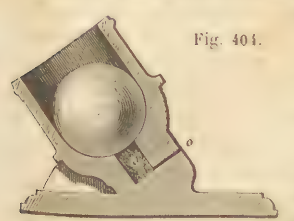


Fig. 404.

§ 653. El fusil-péndulo (fig. 405) consta de dos partes: el fusil-péndulo propiamente dicho AB, y un receptor CD, ó *péndulo balístico*. El primero se reduce á un cañon de fusil de infantería *ab*, colocado horizontalmente sobre una pieza de hierro, asegurada á la parte inferior de un armazon del mismo metal, que puede oscilar libremente al rededor de un eje horizontal *o*. Debajo del fusil hay una varilla *mn*, por la cual se mueve una masa de plomo *p*, y puede fijarse

á diferentes alturas. Se la coloca en una posicion tal, que el centro de oscilacion del péndulo compuesto se halle en el eje del fusil, y

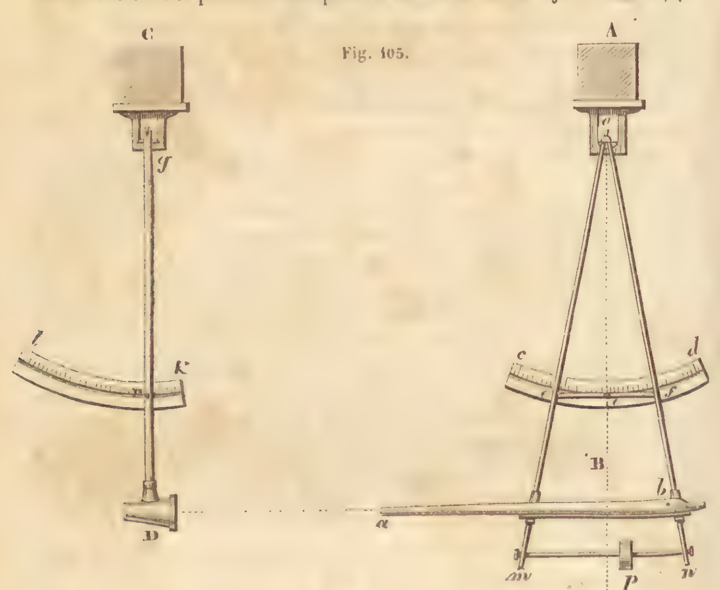


Fig. 105.

sobre la vertical que pasa por el centro de gravedad. La varilla *ef* lleva un estilete *i*, que empuja á un índice móvil sobre el arco graduado *cd*. Este índice marca el retroceso del péndulo.

El péndulo balístico se compone de una caja cónica de bronce D, suspendida á la extremidad de dos varas de hierro, reunidas en su parte superior por un eje horizontal, dispuesto de modo que el sistema forme un péndulo de la misma movilidad que el primero. Los ejes de suspension de ambos deben ser rigurosamente paralelos. La caja cónica D lleva una masa de plomo en la cual choca y penetra el proyectil. Un estilete *r* sirve igualmente para empujar un índice que recorre un arco graduado *kl*. La amplitud que marca este índice en el momento del choque de la bala, mide la fuerza de impulsion que recibe el péndulo. El aparato está dispuesto de manera que el centro de oscilacion del péndulo se encuentre sobre el eje de la caja D. Fórmulas matemáticas permiten calcular la velocidad inicial de la bala, ya por la amplitud de la oscilacion que marca el índice del péndulo-receptor, ó ya por la del fusil-péndulo.

El peso de cada uno de estos péndulos es de 25 kilógramos.

La carga del fusil es de 10 gramos; y el diámetro de la bala de 16mm,3. La velocidad inicial de la bala, calculada segun las observaciones que acabamos de indicar, debe ser de 450 metros por segundo.

Para las pruebas de las pólvoras de caza, la carga se reduce á 5 gramos, y deben dar las velocidades iniciales siguientes:

Pólvora	fina......	330	metros.
»	refina....	350	»
»	real......	375	»

En muchas fábricas de pólvora francesas se ha construido un cañon-péndulo, segun los mismos principios que el fusil-péndulo. Dicho aparato determina directamente las velocidades iniciales que una carga dada comunica al proyectil.

§ 654. A mas de las pruebas anteriores, relativas á la pólvora de guerra, se hacen otras de cuando en cuando que tienen por objeto reconocer su dureza, su resistencia al trasporte, y la alteracion mas ó menos rápida que ocasiona en ella la humedad del aire.

Análisis de la pólvora.

§ 655. El análisis de la pólvora es una operacion larga y delicada. cuando se deseen conocer con mucha exactitud las proporciones y naturaleza de las sustancias que la componen.

Ante todo se determina la proporcion de agua higrométrica que contiene la pólvera. Para esto se expone en el vacío seco, por espacio de muchos dias, un peso conocido de pólvora, y se determina la pérdida que experimenta; ó bien se coloca la materia en un tubo en U, que se mantiene á la temperatura de 60 ó 70°, y se hace pasar por él una corriente de aire seco. Se dispone el aparato como lo hemos descrito (§ 267) al hablar del ácido oxálico.

En seguida se pesan 10 gramos de pólvora seca y se tratan por el agua caliente, que disuelve el nitrato de potasa; y deja un residuo insoluble, compuesto de azufre y carbon, que se recoge en un pequeño filtro, pesado preventivamente despues de seco. Lavado bien el residuo, se le deseca con el filtro á una temperatura moderada, y se pesa. Restando de este peso el del filtro solo, se obtendrá el del azufre y carbon. Se desprende la materia del filtro con toda escrupulosidad, se la pesa de nuevo en un pequeño frasco, y se trata por el sulfuro de carbono, que puede mezclarse con un volúmen igual de éter, sin que por esto disminuya de un modo notable su poder

disolvente sobre el azufre. Se recoge el carbon, que queda solo, sobre un pequeño filtro seco de antemano; se le lava bien con una mezcla de sulfuro de carbono y éter, y se pesa despues de seco. De este modo se obtiene el peso del azufre por diferencia. Pero tambien puede pesarse el azufre directamente, evaporando á baja temperatura el disolvente que lo contiene. El carbon de la pólvora no es carbono puro, pues habiendo sido incompleta la carbonizacion, contiene una cantidad notable de hidrógeno y oxígeno. Por otra parte, la naturaleza química de este carbon ejerce grande influencia sobre las calidades de la pólvora, y para que el análisis sea completo es necesario determinarla escrupulosamente. El análisis del carbon se ejecuta, como el de las materias orgánicas en general, por el procedimiento que ya hemos descrito (§ 266) refiriéndonos al análisis del ácido oxálico. Podrá formarse idea de la composicion de este carbon por los números siguientes, que son el resultado del análisis de un carbon rojo, empleado en la fabricacion de la pólvora de caza.

Carbono	71,42
Hidrógeno	4,85
Oxígeno y azoe. .	22,91
Cenizas.	0,82
	100,00.

§ 656. Puede tambien determinarse la cantidad de azufre que contiene la pólvora, operando directamente sobre la misma pólvora. Para esto se disuelven 10 gramos de pólvora seca en muy corta cantidad de agua caliente, se agrega ácido nítrico, se hace hervir el líquido, y se van echando poco á poco pequeñas porciones de clorato de potasa. Bajo la influencia de esta accion oxidante, el azufre se disuelve en estado de ácido sulfúrico. Se filtra el líquido, y se le trata por el cloruro de bario, que precipita sulfato de barita. Cuando todo este se ha depositado, se decanta sobre un filtro el líquido claro, y se hace hervir el precipitado por algunos instantes con ácido clorhídrico, para disolver los nitratos que pudiera arrastrar (§ 543). El sulfato de barita, que se recoge en el mismo filtro, se pesa despues de calcinado.

Por último daremos un tercer método. Se mezclan 10 gramos de pólvora seca con un peso igual de nitrato de potasa, y 4 ó 5 veces su peso de cloruro de sodio. Se proyecta la mezcla por pequeñas porciones en un crisol de platino, puesto al fuego ó sobre una lámpara de alcohol. La deflagracion se verifica lentamente, sin proyeccion de materia. Se trata esta por el agua, se añade un exceso de ácido clo-

rhídrico para saturar el líquido, y se precipita el ácido sulfúrico por el cloruro de bario.

Han propuesto tambien disolver el azufre de la mezcla binaria de azufre y carbon por una disolucion de monosulfuro de sodio, ó de hiposulfito de sosa, pero debe desecharse semejante procedimiento, que induciria á grandes errores, pues el carbon, siempre atacado de un modo notable por estos líquidos alcalinos, forma y deposita un ácido particular, llamado *ácido úlmico.*

§ 657. Muchas veces no se quiere mas que averiguar la cantidad de salitre que una pólvora contiene. Esto se logra fácilmente tratando 50 gr. de pólvora por 200 gr. de agua caliente: se filtra el líquido recibiéndole en una probeta, que tiene una señal á la altura que corresponde al volúmen de 500 centímetros cúbicos. Se lava la materia con agua, sobre el mismo filtro, hasta que el líquido filtrado llegue á la señal indicada, y despues se enfría este á 15°; se añade un poco de agua, á fin de compensar la contraccion del líquido debida al enfriamiento que ha sufrido. Se agita bien, para que haya homogeneidad en todo él, y se sumerge un areómetro particular, graduado de manera que el punto de coincidencia con el nivel marque inmediatamente el número de centésimas de nitrato de potasa contenidas en los 50 gramos de pólvora. De esta suerte puede determinarse la proporcion de nitrato de potasa con media centésima de diferencia.

———

CALES Y MORTEROS.

Materiales de construccion.

§ 658. Los materiales empleados en las construcciones son de dos especies: materiales naturales ó piedras de construccion, y materiales artificiales ó ladrillos. Por ahora trataremos tan solo de los materiales naturales, reservándonos hablar de los artificiales cuando estudiemos la fabricacion de la loza y del vidriado comun.

Se eligen en cada localidad, para las construcciones, aquellas piedras que se obtengan al menor coste al pié de obra, y que al propio tiempo presenten suficiente resistencia al choque, á la presion, al rozamiento y á la accion de las lluvias y heladas. Se prefieren en muchos casos las que son ligeras, se dejan labrar fácilmente y se traban bien con el mortero.

La preferencia que se da á tal ó cual especie de piedra depende en mucho de la clase de construccion á que se la destina. Así por ejemplo los diques, batidos constantemente por las aguas del mar, no pueden ser construidos sino con piedras muy duras y capaces de resistir á la accion corrosiva de las aguas saladas. Para la construccion de edificios en terrenos húmedos, son menester piedras resistentes y que ademas no sean susceptibles de salitrarse.

Atendiendo á su naturaleza química, pueden dividirse en tres clases las piedras de construccion :

1° Piedras formadas de silicatos alcalinos ó terrosos, difícilmente atacables y muy duros, tales como los granitos, pórfidos, ciertas traquitas y basaltos. Como la labra de estas piedras es muy difícil, no se las emplea en estado de piedras de sillería, sino en construcciones especiales que exijan gran solidez y se hallen constantemente expuestas á acciones que las corroan y deterioren, como diques en el mar, aceras, etc., etc. Presentan por otra parte el inconveniente de no trabarse bien con el mortero. Estas piedras, susceptibles de hermoso pulimento y de tomar con frecuencia variados y muy lindos matices, sirven tambien para las construcciones artísticas, tales como columnas, pedestales de estátuas, obeliscos, etc

Muchas rocas volcánicas suministran igualmente piedras de construccion muy estimadas por su ligereza y gran solidez al mismo tiempo. La pómez y algunas escorias volcánicas dan en ciertos casos materiales ligeros, muy preciosos para la construccion de bóvedas interiores.

2° Las rocas cuarzosas que se encuentran en todas las formacio-

nes geológicas de los terrenos, proporcionan con frecuencia excelentes materiales de construccion. Las mas importantes bajo este aspecto son las areniscas. La grauwacka, la arenisca roja antigua y la abigarrada dan muy buenas piedras de sillería.

En el terreno terciario de las inmediaciones de Paris se encuentra una roca cuarzosa, especie de arenisca, que aunque muy porosa y ligera, presenta gran solidez, y se la emplea muy á menudo en los cimientos de edificios, porque retiene eficazmente la humedad del suelo y ademas no puede salitrarse. Algunas veces se emplean como materiales irregulares los cantos cuarzosos que forman lechos en las diversas capas del terreno cretáceo.

3º Las rocas calizas suministran muy preciosas piedras de construccion: los mármoles blancos, ciertas calizas coloreadas y listadas de los terrenos de transicion se emplean para objetos de lujo, tales como jambas, dinteles de chimeneas, embaldosados, etc., ó bien para monumentos artísticos.

Las calizas del terreno jurásico y las de los terrenos terciarios proporcionan las mas hermosas piedras de sillería. Pueden distinguirse en calizas compactas y en calizas de grano mas ó menos grueso. Las calizas compactas son muy duras, resisten al deterioro, no se vuelven salitrosas sino difícilmente y son susceptibles de hermoso pulimento. La caliza de Château-Landon pertenece á esta clase, y la emplean en la construccion de los monumentos de Paris, sobre todo en la de aquellas partes que deban esculpirse.

La piedra de construccion ordinaria de Paris es una caliza conchífera perteneciente á la formacion terciaria : se la llama *caliza basta*. Los diversos bancos de este terreno dan piedras de un valor muy diferente. Las de calidad inferior y las capas delgadas se emplean como morrillo ó como piedra ordinaria de mampostería.

El terreno de creta da tambien algunas piedras de construccion bastante buenas. La creta tobosa de la Turena se emplea en las construcciones de una gran parte del centro de Francia.

El famoso *travertino* de las inmediaciones de Roma, de que tanto uso se ha hecho en las construcciones monumentales de Italia, es una toba caliza de agua dulce, perteneciente á la formacion terciaria.

Las calizas compactas pueden ser empleadas en las construcciones inmediatamente despues de su extraccion. No sucede lo mismo con la mayor parte de las otras piedras calizas, que son mas ó menos porosas, y que es preciso dejar expuestas al aire por espacio de muchos meses y aun de muchos años para que pierdan su *agua de cantera*. Generalmente estas piedras son muy tiernas al salir de la

cantera, y se endurecen al aire. La creta tobosa recien extraida se deja labrar fácilmente, aun con el cuchillo; pero al cabo de algunos años de exposicion al aire adquiere mucha mas dureza.

Cuando las piedras porosas se emplean demasiado pronto despues de su extraccion, presentan inconvenientes graves en las construcciones. El agua de que están impregnadas se congela durante el invierno, se dilata por su congelacion, y ocasiona grietas é intersticios que acaban algunas veces por resquebrajarlas y volverlas friables. Ciertas piedras calizas, poco resistentes y de poros muy finos, conservan constantemente esta mala propiedad, suficiente por sí sola para que se proscriba su empleo en las construcciones. Estas piedras se llaman *piedras heladizas*.

Pueden reconocerse las piedras heladizas por un experimento muy sencillo: se suspende á la extremidad de un bramante un pedazo de la piedra caliza, y se le mantiene algunas horas sumergido en una disolucion medianamente concentrada de sulfato de sosa. Se saca y se deja suspendido durante muchos dias encima de un pliego de papel. La disolucion de sulfato de sosa cristaliza al enfriarse y aumenta en volúmen. Si la piedra es heladiza se desprenden fragmentos que caen sobre el papel. Es menester que la disolucion no se halle saturada, porque las mejores piedras se presentarian en este caso como heladizas.

Las piedras que pertenecen á rocas estratificadas deben en cuanto sea posible hallarse dispuestas en las construcciones de manera que su plano de estratificacion primitivo sea horizontal; presentan en efecto mucha mas resistencia perpendicular que paralelamente á su estratificacion.

§ 659. Los materiales de construccion se distinguen relativamente á sus formas en dos clases: en materiales regulares; como son los sillares, ladrillos, etc., y en materiales irregulares como los sillarejos toscos, cantos rodados, etc.

Pueden hacerse construcciones con materiales regulares, sin necesidad de interponer una materia destinada á cerrar los intérvalos y á reunir las superficies de separacion. Basta que las caras estén de tal modo labradas que se junten casi exactamente, y que sus empujes se equilibren en todos sentidos. Se hace entónces lo que se llama una construccion á *piedra seca*. Pero con los materiales irregulares no pueden obtenerse construcciones sólidas, sino interponiendo cierta materia, llamada *mortero* ó *argamasa*, que sirve para cerrar los intérvalos considerables en este caso, y trabar los materiales entre sí. Es necesario que el mortero adquiera con el tiempo la suficiente dureza y adherencia para no desprenderse, ni ser arrastrado por las aguas,

y para resistir todo lo posible á la accion del rozamiento y de los agentes atmosféricos. Aun con los materiales regulares se procura siempre interponer una capa delgada de mortero para cerrar las uniones, pero no hay necesidad en este caso que el mortero satisfaga á las mismas condiciones que el empleado con los materiales irregulares; no es menester que tome la misma dureza, al menos con los materiales regulares de gran volúmen.

Distinguiremos los morteros en tres clases:

1° Morteros ordinarios de cal no hidráulica;

2° Morteros hidráulicos;

3° Morteros eminentemente hidráulicos ó cimentos.

Morteros ordinarios formados con cal grasa.

§ 660. Cuando se forma una pasta con cal y agua, y se la deja expuesta al aire, el agua se evapora poco á poco, y al cabo de algun tiempo la pasta se deseca, y no tarda en formar una masa resquebrajada y friable. Pero interponiendo solamente una capa delgada de la misma pasta entre dos piedras porosas y bien aparejadas, la mayor parte del agua que embebia la pasta, se infiltra por los poros de la piedra, y la capa de cal hidratada adquiere consistencia y mucha adherencia con la piedra. Es necesario que la infiltracion del agua no sea muy rápida, pues de lo contrario el hidrato se endureceria demasiado pronto, sin adquirir jamas una gran consistencia; por esta razon se tiene cuidado de mojar la piedra ántes de aplicar la cal desleida. La adherencia que contrae la cal hidratada con la piedra supera á la que adquiere aquella consigo misma; y por lo tanto conviene que la capa interpuesta tenga muy poco espesor. Se obtiene una materia mucho mas consistente, mezclando con cal apagada 2 ó 3 veces su peso de arena cuarzosa, ó de una piedra cualquiera molida, y batiendo bien el todo con agua. Se aplica la mezcla con la llana sobre la piedra mojada, y se coloca encima la otra piedra, exprimiendo el mortero tan completamente como sea posible, á fin de que solo quede una capa muy delgada. De este modo cada grano de arena se halla envuelto por una película muy ténue de cal, que contrae con él una adherencia suma. La mezcla con la arena presenta ademas otra ventaja, y es la de impedir que la contraccion de la pasta al secarse sea demasiado rápida, lo cual produciria hendimientos que la harian friable. La solidificacion y dureza de este mortero no son debidas únicamente á la evaporacion del agua, sino tambien á la combinacion de la cal con el ácido carbónico del aire. Las partes exteriores ó expuestas al aire libre se

trasforman enteramente en carbonato de cal, al paso que las interiores, sobre las cuales es menos activa la accion de aquel flúido, pasan nada mas que al estado de una combinacion de carbonato é hidrato de cal, que adquiere mucha dureza (§ 558). Pero es menester muchísimo tiempo para que esta última trasformacion se verifique de una manera completa; pues al cabo de gran número de años la cal existe todavía casi por entero en estado de cal hidratada en el interior de los muros. Conviene pues no colocar estos morteros en medio de fábricas ó macizos de mucho espesor donde no puedan secarse.

Se reconoce fácilmente que la arena cuarzosa mezclada con la cal no ha ejercido accion química; pues si se disuelve en un ácido el mortero solidificado, no se separa sílice gelatinosa, como indudablemente se separaria si la arena se hubiera combinado en todo ó en parte con la cal para formar un silicato.

La calidad del mortero depende principalmente del modo empleado en su preparacion, de la calidad de la arena, de la cantidad de agua con que se ha amasado, y en fin de la mezcla mas ó menos perfecta entre sus partes. La arena de grano áspero debe ser preferida á la de grano liso. En todo caso conviene siempre que la solidificacion del mortero se verifique lentamente. Se observa tambien que el mortero toma mas consistencia cuando se ha aplicado en otoño que cuando lo ha sido en verano, en que la evaporacion es demasiado rápida.

El mortero ordinario de cal grasa no solo se emplea para ligar entre sí los materiales regulares, como piedras de sillería y ladrillos, sino que sirve igualmente para las construcciones formadas con materiales toscos é irregulares; pero en este caso se rellenan los intérvalos demasiado grandes con fragmentos de piedra, morrillo ó ripio, á fin de disminuir el espesor del mortero. Ademas suelen incorporarse á este pequeños guijarros ó grava cuarzosa, que se oponen á que se desgaste ó deteriore; pues al cabo de algun tiempo estas piedras forman salientes en el muro que protegen el mortero.

Los morteros ordinarios de cal grasa se endurecen, aunque despues de un tiempo bastante largo, en los parajes secos, pero no lo hacen sino con mucha dificultad en los terrenos húmedos y de ningun modo debajo del agua. En este último caso el mortero se deshace y esparce con prontitud en la masa líquida, que acaba por arrebatarlo completamente. Para las construcciones en parajes húmedos ó debajo del agua es necesario emplear morteros particulares, que se endurecen ó *fraguan*, no por la desecacion sino en virtud de una ac-

cion química especial. A estos morteros se les llama *morteros hidráulicos.*

Cales hidráulicas y cimentos.

§ 661. Hemos visto (§ 560) que el carbonato de cal puro, ó con algunas centésimas solamente de materias extrañas, daba por la calcinacion una cal cuyas propiedades se acercaban mucho á las de la cal pura. Esta cal, llamada *cal grasa,* se calienta mucho cuando se la rocía con agua; se hincha considerablemente, pues su volúmen llega á ser tres y cuatro veces mayor que el de la cal anhidra. Pero cuando la piedra de cal contiene mayor proporcion de materias extrañas, estas propiedades cambian notablemente; y adquiere otras nuevas, de las cuales ha sacado gran partido el arte de las construcciones. Si las materias mezcladas con el carbonato de cal son los óxidos de hierro y manganeso, ó bien la arena cuarzosa, la coccion de esta caliza da una cal que se hincha poco, y que no forma pasta trabada con el agua. Esta cal amasada se endurece al aire con el tiempo, pero se deshace en el agua. Si la materia extraña mezclada con la caliza es la arcilla, ó bien la sílice en cierto estado de division, y su dósis llega á ser por lo menos 10 ó 15 por 100 del peso de la caliza, la cal que de ella resulta es todavía una cal magra, pero presenta la propiedad notable de formar una masa consistente y dura, ó de fraguar debajo del agua en mas ó menos tiempo, cuando no ha sufrido una calcinacion demasiado fuerte. A esta especie de cal se da el nombre de *cal hidráulica.* Su consolidacion y endurecimiento debajo del agua son debidos á una accion química que se verifica entre la cal y la sílice de la arcilla. Este modo de obrar de la sílice y arcilla para comunicar á la cal dicha propiedad, se pone en claro por los experimentós siguientes:

Si se dejan por algun tiempo en un frasco cerrado agua de cal y arcilla desecada á la temperatura de 300° á 400°, se echa de ver que la arcilla se apodera de la cal que existe en el agua, y despues de un contacto suficientemente prolongado, el agua pierde la propiedad de restablecer el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido; si se reemplaza la arcilla con la sílice gelatinosa, esta se apodera igualmente de la cal, aunque con menos energía que lo hace aquella. La alúmina hidratada toma tambien un poco de cal, pero la magnesia, el óxido de hierro y el óxido de manganeso no retienen sensiblemente señales de esta materia. Estos hechos demuestran que la alúmina, la sílice y sobre todo la arcilla tienen una afinidad con la cal bastante poderosa, para arrebatarla

completamente al agua y fijarla en estado de combinacion insóluble; siendo así que la magnesia y el óxido de hierro no gozan de semejante propiedad. La sílice, en estado de arena cuarzosa, se halla en igual caso que estas últimas sustancias, es decir, que carece de accion sobre la cal disuelta ó interpuesta en el agua.

Si se mezcla con la cal sílice gelatinosa, pero desecada de antemano y en forma de polvo harinoso, se amasa el todo con agua y se abandona la pasta á sí misma, se observa al cabo de cierto tiempo que ha habido combinacion entre una parte de la cal y la sílice, pues el agua no disuelve ya la totalidad de la cal; y tratando la materia por un ácido, la sílice se separa en estado gelatinoso, lo cual prueba que se hallaba en combinacion con la cal.

En fin, calentando con toda la regularidad posible una mezcla íntima de carbonato de cal y arcilla, se obtiene una materia que se endurece con el agua pasado cierto tiempo. La cal existe en este caso combinada en gran parte con el silicato de alúmina; pues no se consigue disolverla sino parcialmente en el agua, y si la disolucion se efectúa en un ácido débil, queda un residuo de sílice gelatinosa. La arcilla, por la coccion en contacto del carbonato de cal, se ha vuelto atacable por los ácidos débiles, de inatacable que era en su estado primitivo por los mismos ácidos.

Estos experimentos hacen ver que la solidificacion de las cales hidráulicas en el agua proviene de una combinacion entre la cal hidratada y los silicatos de alúmina y de cal; combinacion que da lugar á nueva agregacion de la materia, y hace pasar la cal á un estado en que es insoluble en el agua.

§ 662. Se encuentran en la naturaleza mezclas íntimas de caliza y de arcilla, *calizas arcillosas,* que dan inmediatamente cales hidráulicas por la coccion. La experiencia ha demostrado que para que una caliza posea las propiedades hidráulicas, debe contener á lo menos 10 ó 12 por 100 de arcilla. La cal que de ella proviene, batida en pasta con agua, se endurece en los parajes húmedos ó debajo del agua, en el espacio de 20 dias próximamente. Las propiedades hidráulicas son mucho mas marcadas cuando la caliza contiene de 20 á 25 por 100 de arcilla, pues la cal que produce, amasada con agua, fragua debajo de este líquido á los 2 ó 3 dias; y por último, si la caliza contiene de 25 á 35 por 100 de arcilla, la cal fragua en algunas horas: esta especie de cal ha recibido el nombre de *cal cimento.*

La naturaleza de la arcilla ejerce grande influencia sobre la hidraulicidad de las cales: una suma division de esta sustancia y la combinacion poco íntima entre la sílice y alúmina son condiciones

indispensables. Las mejores arcillas son las que ceden una porcion de su sílice á una disolucion de potasa caústica.

Las primeras cales cimentos, que impropiamente han recibido el nombre de *cimento romano*, se han fabricado en Londres con guijos calizos que arrastra la corriente del Támesis; posteriormente se han encontrado guijos de igual naturaleza en las costas del mar á las inmediaciones de Bolonia. En las cercanías de Pouilly y de Vassy (Borgoña), se han descubierto bancos poderosos de calizas pertenecientes al terreno jurásico, que producen excelentes cimentos por una coccion gradual y sostenida. El análisis químico ha dado á conocer en otros muchos parajes, capas de calizas que pueden suministrar cimentos ó al menos buenas cales hidráulicas. En todos los países en que el terreno jurásico ocupa grande extension, se han reconocido calizas semejantes, sometiendo á los análisis químicos las diversas capas del terreno calcáreo.

Daremos aquí los análisis de las principales calizas de cal hidráulica y de cimentos, que se emplean en las construcciones.

Calizas medianamente hidráulicas.

	De Mâcon.	De San German (Ain).	De Bigna.
Carbonato de cal......	89,2	85,8	83,0
» de magnesia.	3,0	0,4	2,0
» de hierro....	»	6,2	»
Arcilla ó sílice.........	7,8	7,6	15,0
	100,0	100,0	100,0.

Calizas muy hidráulicas.

	De Metz.	De Senonches.	De Lezoux (Puy-de-Dôme).
Carbonato de cal.......	77,3	80,0	72,5
» de magnesia..	3,0	1,5	4,5
» de hierro.....	3,0	»	»
» de manganeso.	1,5	»	»
Arcilla ó sílice...........	15,2	18,5	23,0
	100,0	100,0	100,0.

La caliza de Senonches contiene solamente sílice muy dividida.

Calizas de cimento.

	De Bolonia en la costa de Francia.	De Londres.	De Pouilly (Côte-d'Or).	De Argenteuil cerca de Paris.
Carbonato de cal........	63,6	65,7	57,2	63.0
» de magnesia...	»	0,5	3,6	4.0
» de hierro.....	6,0	6,0	6,6	»
» de manganeso.	»	1,9	»	»
Arcilla................	23,8	24,6	25,2	27,0
Agua..................	6,6	4,3	7,4	6,0
	100,0	100,0	100.0	100,0.

Véase ademas el resultado de los análisis* que hemos practicado con objeto de reconocer la naturaleza de algunas calizas de España, que producen diferentes cales empleadas en las construcciones.

Calizas de cal grasa.

	Del cerro de Guadalajara.	De Tarragona (nº 1).
Carbonato de cal...............	99,22	98,24
Peróxido de hierro y magnesia...	0,50	señales
Cuarzo y arcilla................	0,28	1,76
	100,00	100,00.

Calizas hidráulicas.

	De Tarragona (nº 2).	De Torrecilla (Logroño).	De San Sebastian 2ª calidad.	De San Sebastian 1ª calidad.
Carbonato de cal.	90,24	80,30	80,89	69,21
Peróxido de hierro y magnesia....	1,55	2,36	1,67	3,60
Arcilla y sílice...	6,77	15,30	15.53	23.76
Agua...........	1,44	2,04	1,91	3,43
	100,00	100,00	100,00	100,00.

Resulta de la composicion de estas últimas calizas: que la de Tarragona (nº 2) debe dar por la coccion una cal débilmente hidráulica, que la de Torrecilla de cameros y la de San Sebastian

* Los varios ejemplares analizados de cada una de las especies que se citan, proceden del Gabinete Tecnológico que forma parte del Museo de Ingenieros de Madrid.

(2ª calidad) pertenecen á las calizas medianamente hidráulicas, acercándose mucho á la de Metz; por último, que la de San Sebastian (1ª calidad) debe indudablemente clasificarse entre las mejores calizas hidráulicas, ó de cimento: por su composicion es muy análoga á la caliza de Bolonia; calcinada del modo conveniente y batida en pasta con el agua, fragua en algunas horas debajo de este líquido.

En cuanto á las calizas grasas de Guadalajara y Tarragona son, como se ve, carbonato de cal casi puro, y producen en efecto cales sumamente grasas.

Cuando las calizas contienen mas de un 35 por 100 de arcilla, dejan de producir cimentos por la coccion; la masa pierde entónces la propiedad de formar una pasta suficientemente trabada con el agua.

La coccion de las calizas hidráulicas, y sobre todo la de los cimentos, debe practicarse con muchas precauciones. Si la temperatura se eleva demasiado, la materia se agrega en virtud de una combinacion excesivamente íntima entre la cal y el silicato de alúmina, y cuando esta masa se mezcla con agua no presenta ya la propiedad de formar otra nueva combinacion. La accion del fuego debe ser por consiguiente lo mas lenta posible, la que baste nada mas para que el carbonato de cal pierda la mayor parte de su ácido carbónico, y la arcilla suelte el agua que contiene.

§ 663. La sílice muy poco agregada y la arcilla no son las únicas materias que dan propiedades hidráulicas á la cal, pues la magnesia en cierta proporcion produce el mismo efecto, si bien en grado mas inferior; y así muchas calizas magnesianas, por ejemplo ciertas dolomías, dan por la coccion cales hidráulicas, aunque inferiores en calidad. Las propiedades hidráulicas de las cales magnesianas dependen evidentemente de una combinacion química, que en presencia del agua se efectúa entre el hidrato de cal y el de magnesia. Se ha visto aun que una mezcla muy íntima de cal viva y de carbonato de cal presentaba propiedades hidráulicas; aunque poco marcadas. La piedra ordinaria de cal, cocida á una temperatura moderada, de manera que una gran parte quede en estado de carbonato, produce una cal débilmente hidráulica; y cuando se cuecen las cales grasas resultan siempre fragmentos imperfectamente calcinados, que llaman *huesos* los caleros, y gozan de esta propiedad. La hidráulicidad que posee la mezcla íntima de cal viva y carbonato de cal debe atribuirse indudablemente á la formacion, en el agua, de una combinacion de carbonato é hidrato de cal, segun dejamos manifestado (§ 558). Se mezclan á menudo con los cimen-

tos, y sobre todo con las cales hidráulicas, arenas cuarzosas, á fin de aumentar su dureza, y de dar al mortero mayor volúmen.

§ 664. Se forman artificialmente cales hidráulicas, calcinando mezclas íntimas de cal grasa y arcilla. Para la mayor parte de las construcciones hidráulicas de Paris, se han empleado cales artificiales de esta especie, resultando de ello una economía considerable por razon de trasportes, pues era preciso traer de lejos las cales hidráulicas naturales *. Pueden emplearse dos métodos algo diferentes para fabricar las cales hidráulicas artificiales; estas se distinguen efectivamente en cales hidráulicas de *primera* y de *segunda coccion*. Las primeras salen mas baratas, pero parece resultan de mejor calidad las segundas. Se emplean calizas tiernas, por ejemplo la creta; se baten en pasta con agua, mezcladas con la cantidad conveniente de arcilla, se desecan y se cuecen con precaucion por los métodos ordinarios. Véase cómo se prepara en Paris la cal hidráulica artificial, de primera coccion: se deslíe en agua una mezcla de 4 partes de creta de Meudon y 1 parte de arcilla de la misma localidad. La mezcla se tritura y bate por medio de muelas verticales, que giran en un pilon de piedra. La papilla, parcialmente desecada, se moldea bajo la forma de ladrillos, que se secan al aire, y se calcinan despues en hornos graduando convenientemente la accion del fuego. La cal hidráulica artificial de segunda coccion se obtiene del mismo modo, con la única diferencia de emplear cal grasa cocida y apagada.

No podemos menos de llamar la atencion de los constructores sobre una fabricacion poco conocida todavía, pero que ha dado excelentes resultados. Las margas son, como se sabe, mezclas de arcilla y de caliza en proporciones variables. Basta agregar unas veces arcilla, pero lo mas frecuente cal, para obtener una mezcla que contenga un 14 de arcilla por 100 de caliza. Como las margas se deslíen fácilmente en el agua, la mezcla íntima de las materias empleadas se hace casi sin gastos. Cuando la pasta ha adquirido cierta consistencia por la desecacion, se extiende sobre una era en capas de 1 decímetro próximamente de espesor, y se parte en pedazos mas ó menos irregulares, que se dejan endurecer un poco y se someten á la coccion.

Morteros hidráulicos formados con cales grasas.

§ 665. Se preparan tambien *morteros hidráulicos* mezclando la cal grasa con arcillas cocidas, ó con ciertas rocas porosas que pre-

* M. Vicat, ingeniero francés, por sus trabajos interesantes sobre este ramo ha prestado inmensos servicios á su patria.

sentan una constitucion análoga á la de aquellas. Se encuentra en las inmediaciones de Puzol, cerca de Nápoles, una roca porosa de orígen volcánico, que goza en grado eminente la propiedad de formar morteros hidráulicos con la cal grasa. Se ha dado á esta roca el nombre de *puzolana*, y por mucho tiempo se ha traido de Italia, para emplearla en las construcciones que debian ofrecer gran solidez. Al presente se conocen muchos criaderos de rocas análogas; la mayor parte de las tobas volcánicas presentan propiedades semejantes, y se las encuentra en los bordes del Rhin, en Auvernia, etc. Se ha hecho extensivo el nombre de *puzolana* á todas estas materias. Se sabe ademas que la mayor parte de las arcillas cocidas pueden reemplazar perfectamente la puzolana de Italia, cuando no han sufrido una calcinacion demasiado fuerte; y así es que se obtiene excelente *puzolana artificial*, con solo machacar los ladrillos ordinarios, tejas y vidrio comun.

La reaccion química que da márgen á la hidraulicidad de una mezcla de cal grasa y puzolana se patentiza por los experimentos siguientes : un ladrillo ordinario, sumergido en agua de cal, se pone enteramente blanco al cabo de cierto tiempo; su superficie se cubre de una película de cal cáustica, que el agua no puede disolver. Si se deja abandonada durante algunos dias la puzolana, molida finamente, en un frasco bien tapado lleno de agua de cal, se apodera de toda la cal; y pasado algun tiempo, el agua pierde sus propiedades alcalinas, como se comprueba tratándola por la tintura de tornasol enrojecida. Estos experimentos demuestran la afinidad de la puzolana con la cal hidratada; resultando de aquí que si un mortero fabricado con una mezcla íntima de puzolana pulverizada y de cal, fragua debajo del agua, es porque la cal hidratada se une fuertemente á la puzolana en virtud de una afinidad especial, y se vuelve de este modo insoluble en el agua.

Los morteros formados de cal grasa y puzolana adquieren con el tiempo una dureza extrema. Puede juzgarse por las ruinas de las construcciones romanas en que se emplearon exclusivamente estos morteros, de la solidez que han adquirido, mayor todavía que la del ladrillo, pues donde este se encuentra gastado, el mortero forma grandes salientes que han resistido y pueden resistir numerosos siglos.

Hormigon.

§ 666. En los terrenos húmedos es preciso las mas veces construir un suelo artificial impermeable, sobre el cual se establecen los cimientos de las construcciones. Se le obtiene mezclando los morteros

hidráulicos con piedra menuda; y ordinariamente se emplea para 1 volúmen de mortero, 2 ó 3 volúmenes de piedras angulosas fracturadas. La mezcla, que se llama *hormigon*, se extiende de manera que presente una superficie plana y horizontal, sobre la cual se asientan fácilmente las piedras de sillería. Se endurece al cabo de algunos dias, y se vuelve completamente impermeable.

Análisis de las piedras calizas.

§ 667. Hemos dicho que podia juzgarse, por la composicion química de una piedra caliza, la naturaleza de la cal que aquella produce despues de la coccion. El análisis de las piedras calizas presenta por consiguiente un interés sumo; y nunca será sobrado eficaz la recomendacion que se haga á los ingenieros de reconocer, por medio del análisis químico, los diferentes bancos de piedra caliza que se encuentren en las cercanías de los puntos donde tengan que establecer construcciones importantes. Estos análisis pueden en efecto conducirlos al descubrimiento de buenas cales, que frecuentemente hacen traer de lejos con grandes gastos.

El análisis de las piedras de cal se hace con facilidad. Hay que buscar principalmente en estas piedras: los carbonatos de cal y magnesia, los óxidos de hierro y manganeso, la arcilla y la proporcion de agua combinada con esta sustancia y con los óxidos metálicos.

Se calcinan á un fuerte calor blanco, en un crisol de platino, 10 gramos de caliza en pequeños fragmentos. La pérdida de peso p que experimenta la materia representa el ácido carbónico y el agua. Se disuelven despues en ácido clorhídrico debilitado otros 10 gramos de la piedra de cal pulverizada: los carbonatos de cal y magnesia, y los óxidos metálicos se disuelven, miéntras la arcilla y la arena cuarzosa quedan como residuo. Se recoge este sobre un pequeño filtro, y despues de lavado con un poco de agua hirviendo, se le calcina. El peso p' obtenido representa la arcilla anhidra y el cuarzo. Es fácil reconocer por el aspecto si este residuo se compone de arcilla solamente, pues en este caso forma un polvo ligero, suave al tacto; y tambien si contiene granos cuarzosos, que se distinguen igualmente por medio del tacto, y pueden separarse por lavados repetidos en un vaso ó copa de vidrio. Se evapora á un calor suave la disolucion clorhídrica, reunida á las aguas de locion, á fin de desalojar el exceso de ácido; se trata el residuo por el agua, y se vierte el líquido en un frasco de unos dos litros de cabida. Se llena este frasco de agua de cal saturada y bien clara, se tapa, se agita y

se deja reposar el líquido : la magnesia, y los óxidos de hierro y manganeso se precipitan. Se decanta el líquido claro con un sifon, despues de asegurarse que presenta reaccion alcalina marcada, lo cual prueba que se ha empleado un exceso de agua de cal. Se recoge rápidamente el precipitado sobre un filtro, se lava y se calcina en seguida.

Por lo regular se considera suficiente determinar el peso p'' del precipitado, y juzgar por su color si está compuesto principalmente de magnesia ó de hidrato de sesquióxido de hierro. Cuando el análisis de la piedra caliza solo se efectúa bajo el punto de vista de su aplicacion técnica, no se lleva mas adelante la separacion de las materias. Es claro que si se resta el peso p' del peso $(10-p)$, la diferencia $(10-p-p')$ representará el peso de la cal. Se determinan por el cálculo, 1° el peso q de ácido carbónico que forma carbonato de cal con la cantidad hallada de esta base; 2° el peso q' del mismo ácido que forma carbonato de magnesia con el precipitado p'' dado por el agua de cal, si este precipitado se cuenta como magnesia; $(q+q')$ representará entónces el peso del ácido carbónico contenido en la piedra de cal, y por consecuencia $p-(q+q')$ será el peso del agua combinada con la arcilla.

Si se desea conocer mas completamente la composicion de la piedra caliza, será preciso someter al análisis el precipitado obtenido con el agua de cal. Este precipitado, ademas de la magnesia y de los óxidos de hierro y manganeso, puede contener un poco de alúmina procedente de la arcilla que al atacar la materia por el ácido clorhídrico, si este se hallaba muy concentrado, pudiera haberse disuelto en pequeña cantidad. Se disuelve el precipitado en ácido clorhídrico y se vierte en el líquido un ligero exceso de amoniaco : la cantidad de sal amoniaco que se forma por la saturacion es suficiente para impedir la precipitacion de la magnesia y del óxido de manganeso ; únicamente el óxido de hierro y la alúmina se precipitan. Se les recoge sobre un pequeño filtro, á fin de separarlos del líquido, y se les vuelve á disolver inmediatamente, rociando el filtro con algunas gotas de ácido clorhídrico debilitado. Se vierte despues en la disolucion un exceso de potasa cáustica, que precipita el hidrato de peróxido de hierro y se apodera de la alúmina. El peróxido de hierro debe lavarse bien con agua caliente, pues suele retener con tenacidad un poco de potasa. Se satura la disolucion alcalina que contiene la alúmina con un exceso de ácido clorhídrico, y se precipita en caliente la alúmina por el carbonato ó hidrosulfato de amoniaco. Para separar la magnesia y el óxido de manganeso, que quedaron en una misma disolucion, se trata esta

por el hidrosulfato de amoniaco, que precipita sulfuro de manganeso; en seguida se vierte en ella, despues de separar este sulfuro, fosfato de amoniaco, que precipita la magnesia en estado de fosfato amoniaco-magnesiano.

§ 668. El análisis de una caliza magnesiana puede hacerse tambien, determinando directamente la proporcion de la cal en vez de hacerlo por diferencia, como en el método anterior. Se disuelve la piedra caliza en ácido clorhídrico débil, se separa la arcilla insoluble, se satura el líquido con amoniaco, que precipita al peróxido de hierro y á la alúmina, pero no á la magnesia ni al óxido de manganeso, porque la disolucion contiene mucha sal amoniacal. Se deja que se deposite el precipitado, cuidando de tener el vaso cerrado; se decanta el líquido, y se recoge el precipitado sobre un filtro. Es importante operar rápidamente, á fin de evitar que el amoniaco absorba el ácido carbónico del aire, y se precipite por consiguiente carbonato de cal. En el líquido filtrado se vierte oxalato de amoniaco, que da un precipitado de oxalato de cal, y no precipita la magnesia á causa de las sales amoniacales que existen en la disolucion. Por último, se separan sucesivamente el óxido de manganeso y la magnesia como en el método anterior.

ARGAMASAS BITUMINOSAS Y MASTICS.

§ 669. Indicaremos en este lugar la composicion de las principales mezclas de esta especie que se emplean en las construcciones, en las fábricas de productos químicos, y aun en los laboratorios para enlodar los aparatos y hacerlos impermeables á los gases.

Una de las argamasas bituminosas que mas se emplean en las construcciones es el betun ó asfalto que se usa para formar aceras, cubrir azoteas, etc., etc. Se la obtiene mezclando el betun derretido, natural ó artificial, con arena. Cerca de los criadores del betun propiamente dicho, suele encontrarse una caliza porosa impregnada del mismo betun, que se explota por separado, se la deja secar, y se pulveriza en seguida: se introduce despues en una caldera de hierro puesta al fuego sobre un hornillo, y cuando está caliente la caliza, se incorpora con ella $\frac{1}{9}$ de su peso de betun derretido. Se remueve bien el todo hasta que la mezcla sea muy íntima, y en este estado se saca con cazos, y se echa en moldes de palastro, de forma rectangular, enlucidos ligeramente en su interior de tierra arcillosa para evitar la adherencia.

Los ladrillos que asi resultan son los que fundidos de nuevo y mezclados con arena sirven para los objetos dichos, por ejemplo,

para cubrir las aceras. La cantidad de arena que se añade á los ladrillos de asfalto, que se derriten para este caso en calderas portátiles, debe ser la suficiente para formar una papilla espesa. Se aplica esta sobre el área preparada para recibirla, que por lo regular es una capa de arena de 1 ó 2 centímetros de espesor, y otras veces es de mortero ordinario ó hidráulico tendido con la llana. En todo caso el área debe estar seca, y ser tan firme, plana y lisa como sea posible. Se extiende la argamasa por porciones de 1 metro cuadrado trazadas provisionalmente sobre el área con listones ó reglas de madera, cuya altura sirve para determinar el espesor de la capa de argamasa; en seguida se tamiza por encima arena medianamente gruesa, que se obtiene separando con criba el grano mas fino. Por último se apisona, miéntras el betun se conserva blando, con unas tablas cuadradas armadas de un mango perpendicular en su medio. Esta argamasa adquiere mucha consistencia á las pocas horas. La arena tiene por objeto hacer al betun menos quebradizo, y al propio tiempo oponerse á un deterioro demasiado rápido. En la química orgánica indicaremos el orígen y la composicion de los betunes.

Se forma un mastic susceptible de gran dureza, mezclando 8 ó 10 partes de ladrillo molido con 1 parte de litargirio y de aceite de linaza. Se le da el nombre de *mastic de Dhil,* y se emplea para pegar las piedras, y repasar sus juntas y hendiduras. La piedra debe mojarse de antemano á fin de que no absorba el aceite que contiene el mastic. Este es impermeable á la humedad, y se pone duro como la piedra misma al cabo de algunos dias.

Se obtiene tambien un mastic que se endurece mucho y ademas es hidráulico, mezclando 10 partes de arena con 1 parte de cal, ó con 4 ó 5 partes de creta, y amasando la mezcla con aceite de linaza hecho secante por el litargirio.

Suele emplearse muy á menudo para pegar las piedras, y sobre todo los mármoles, un mastic llamado *mastic de clara de huevo*, que se obtiene formando una pasta con cal viva pulverizada y con la albumina del huevo. Reemplazando esta por queso blanco, se obtiene otro mastic que presenta propiedades análogas.

Para reunir entre sí los tubos de hierro colado, se usan por lo regular planchas de plomo que se aprietan fuertemente por medio de pernos y tuercas contra las patillas en que terminan los tubos. Pero tambien se reúnen á veces haciéndolos entrar uno en otro, é interponiendo un mastic, que con el tiempo se adhiere fuertemente y adquiere mucha dureza. Este mastic se halla compuesto de 50 partes de limaduras de hierro, y mejor de hierro colado, de

1 parte de sal amoniaco y 1 parte de azufre; se tiene cuidado de humedecer la mezcla ántes de aplicarla. Pasado algun tiempo hay reaccion química, á consecuencia de una combinacion superficial entre las limaduras de hierro, el azufre, y el cloro de la sal amoniaco; y la mezcla se solidifica y endurece.

Sirve para unir entre sí las diversas partes de las máquinas un mastic preparado con minio y aceite de linaza, que adquiere tambien mucha dureza. Se le comprime entre las dos piezas que se trata de reunir, y si los intérvalos son considerables se tapan con madejas de cáñamo impregnadas en el mismo mastic.

El *mastic de vidrieros* es una mezcla de carbonato de plomo, ó albayalde, y un aceite secante.

En los laboratorios de química se emplean diferentes mastics para cerrar herméticamente los aparatos. El mejor es el *mastic de fontanero,* que se forma de una mezcla de resina, sebo y cólcotar, con un poco de ladrillo molido. Este mastic se aplica en caliente, y puede hacerse tan fusible como se quiera, incorporando una cantidad conveniente de sebo y cera. Se emplea tambien el lacre con el mismo objeto, sobre todo para cubrir los tapones de corcho, que de este modo quedan impermeables á los gases. Como el lacre ordinario es muy quebradizo, siempre convendrá agregarle un poco de cera ó sebo.

El lodo graso que se emplea ordinariamente en los laboratorios para cubrir los tapones de los aparatos, se prepara amasando la pasta de almendras con agua de almidon. En las fábricas de productos químicos emplean lodos formados de cal viva, arcilla y clara de huevo, que se extienden sobre tiras de lienzo, por cuyo medio se les aplica y sujeta sobre las uniones. Tambien usan á veces una mezcla de yeso cocido y almidon, batida con agua.

Para facilitar el juego de las llaves en los aparatos de física, se untan con una mezcla de sebo y cera, ó con goma elástica fundida.

§ 670. Ordinariamente se ajustan los tubos de desprendimiento á los aparatos de química, por el intermedio de tapones de corcho que se introducen en la boca de los frascos y matraces. Es esencial elegir tapones finos, elásticos y sin agujeros ni partes leñosas muy duras. Se les agujerea con limas redondas, ligeramente cónicas, que deben tener un grano bastante fino, cuando no se enlodan los aparatos que han de contener gases. Ante todo es menester abrir un agujero rigurosamente en sentido de su eje, con una lima redonda y de punta muy aguzada. Se introduce despues otra lima de mayor diámetro para ensanchar el agujero, hasta que el tubo pueda entrar con cierto rozamiento.

Cuando se quiere tener seguridad completa de que la union del aparato queda herméticamente cerrada, se cubren los tapones con un mastic de resina. Esta precaucion es indispensable sobre todo para los aparatos que se emplean en los análisis, y cuyos pesos no deben variar por las circunstancias atmosféricas exteriores. El mastic aplicado sobre los tapones los preserva del contacto del aire.

Se reúnen entre sí los tubos de vidrio por medio de otros pequeños tubos de goma elástica, que se sujetan fuertemente sobre aquellos con cordones de seda ó hilos de hierro finos. Las uniones así cerradas resisten perfectamente á la accion de la mayor parte de los gases, siempre que la presion interior de los aparatos no exceda en mucho la de la atmósfera. Estos tubos se encuentran hechos en el comercio, pero lo regular es prepararlos en los laboratorios con goma elástica en hojas (fig. 406); porque se les puede dar el diámetro que se quiera. Para esto se aplica al rededor del tubo de vidrio una pequeña lámina de goma elástica, y con unas tijeras largas, bien limpias y afiladas, se cortan sus dos bordes, y en seguida se reúnen los dos cantos de manera que cierren exactamente. Se da solidez á la soldadura comprimiendo ligeramente entre los dedos, y apretando uno contra otro los dos bordes que se han adherido.

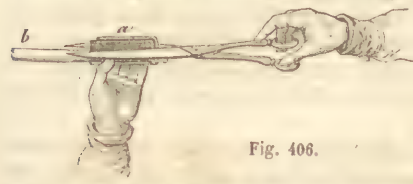


Fig. 406.

Cuando el gas debe adquirir una tension considerable en el interior del aparato, los tubos de goma elástica no pueden ya servir para cerrar las uniones, pues se inflarian y romperian muy en breve. Para reunir los dos tubos en este caso, se desgastan sus extremidades *a* y *c* (fig. 407), á fin de poderlas aplicar exactamente una contra otra, y se rodea la union con otro tubo de cobre mas ancho *ef*, que se enloda con mastic de resina por sus dos extremos *e* y *f*, como se ve representado en la figura 408. Conviene cubrir con mastic fundido las extremidades de los tubos, ántes de pasar por encima el tubo de cobre, ya para estar seguros de que la union queda cerrada exactamente, como para impedir la accion que los gases pudieran ejercer sobre el metal.

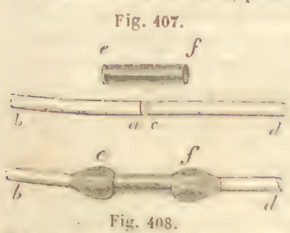
Fig. 407.


Fig. 408.

VIDRIO.

§ 671. El nombre de *vidrio*, en su acepcion mas general, se da á toda sustancia dura, quebradiza, dotada de cierta trasparencia y que presenta una fractura particular, bien caracterizada, que se llama *fractura vítrea*. Por tal definicion es claro que deben clasificarse como vidrios una porcion de sustancias fusibles que no cristalizan fácilmente por enfriamiento, como son los ácidos fosfórico y bórico. Sin embargo el uso comun circunscribe el nombre de vidrio á los silicatos dobles que dan por fusion una masa amorfa, diáfana, inalterable en el agua y capaz de recibir en caliente y por la accion del soplo diferentes formas.

Los vidrios se componen en lo general de silicatos dobles de cal y potasa, ó de sosa. En muchos de ellos, como en el vidrio de botellas, los silicatos alcalinos son reemplazados en parte por silicatos metálicos muy fusibles, como los silicatos de hierro. En otros el óxido de plomo sustituye á la cal, y estos son los que reciben el nombre de *cristal*.

Antes de exponer las propiedades y composicion de las diversas especies de vidrio que se fabrican en el dia, corresponde que describamos, mas extensamente que lo hemos hecho hasta ahora, las propiedades de los silicatos simples que entran en su constitucion.

Silicatos alcalinos.

§ 672. Unicamente se emplean para la fabricacion del vidrio los de potasa y sosa, que son los silicatos mas fusibles, aunque su fusibilidad varía mucho con la proporcion de su base. Para expresar de un modo claro y distinto la composicion de los silicatos simples ó múltiplos, se indica ordinariamente la relacion que existe entre el oxígeno del ácido silícico y el de las bases reunidas, así como las relaciones entre las cantidades de oxígeno contenidas en las diversas bases.

Cuando se funde ácido silícico con 2 ó 3 veces su peso de potasa ó sosa, se obtiene una materia de apariencia homogénea, que se funde al calor rojo y se disuelve completamente en el agua fria. Si se emplea un peso de potasa ó sosa igual solamente al de la sílice, resulta todavía una materia homogénea, que se funde con facilidad, pero no se disuelve de un modo completo en el agua. La materia vítrea va siendo menos fusible, conforme disminuye la proporcion de álcali; y así es que un silicato alcalino en que el oxígeno del

álcali sea al del ácido silícico como 1 : 18, exige para su fusion la temperatura mas elevada de nuestras forjas.

Se da el nombre de *vidrio soluble* á un producto vítreo que se obtiene fundiendo juntamente, en un crisol de barro, 15 partes de arena, 10 de carbonato de potasa y 1 de carbon. Tratando la materia por el agua fria, no se separan mas que las sales extrañas que se hallaban mezcladas con el carbonato de potasa. Al contrario, si la materia se trata por 4 ó 5 veces su peso de agua hirviendo, se logra disolverla completamente. Se ha propuesto emplear esta disolucion para hacer incombustibles las telas, y sobre todo las decoraciones de los teatros; y en efecto, si se da á la tela un baño de esta disolucion, queda despues de seca cubierta de un barniz trasparente y fusible que la preserva del contacto del aire, é impidiendo el libre acceso de este flúido, es causa de que no arda sino con mucha dificultad. La tela solo experimenta una carbonizacion, y por consiguiente no facilita la propagacion del fuego, como lo verificaria si su superficie hubiera quedado al aire libre. Muchas sales fusibles y no eflorescentes pueden prestar el mismo servicio, y de este número son el fosfato y borato de amoniaco.

Los silicatos de potasa y sosa se distinguen en la propiedad de no cristalizar por enfriamiento, despues de fundidos; lo cual depende de que no pasan repentinamente del estado líquido al sólido, sino que lo hacen por grados y tomando todos los estados pastosos intermedios. Esta propiedad de los silicatos alcalinos la comunican á sus combinaciones con los otros silicatos metálicos; y es de suma importancia para las artes, pues á ella es debido el que los silicatos múltiplos, reducidos á pasta, puedan recibir las diferentes formas que el arte de soplar les da en las fábricas de vidrio y de cristal, conservando por otra parte su trasparencia cuando se enfrían.

Silicatos de cal.

§ 673. No se funden sino á temperaturas muy elevadas. La combinacion mas fusible es la que resulta de la union del ácido silícico con la cal en proporciones tales, que el oxígeno de la cal sea al del ácido silícico como 1 : 3. Este silicato exige para fundirse un fuego de forja vivo y sostenido, y adquiere textura cristalina por enfriamiento. Los silicatos de cal que presentan la relacion de 1 : 4, ó la de 1 : 1, entre el oxígeno de la base y el del ácido, no experimentan completamente la fusion, y no hacen mas que ablandarse á la temperatura mas elevada que puede obtenerse por un fuego de forja.

Silicatos de magnesia.

§ 674. Son tan difíciles de fundir como los anteriores. El mas fusible es el que presenta por fórmula $MgO.SiO^3$; y sin embargo requiere un fuego violento de forja.

Silicatos de alúmina.

§ 675. Son todavía mas infusibles que los de cal y magnesia. El silicato $Al^2O^3.3SiO^3$ que parece ser el mas fusible, se ablanda solamente al fuego de forja. Todos estos silicatos se funden al soplete de gas oxígeno é hidrógeno, pues hemos visto (§ 603 y 248) que con auxilio de este aparato era facil fundir la alúmina y la sílice.

Silicatos de prótóxido de hierro y manganeso.

§ 676. Estos silicatos, que entran tambien en la composicion de algunos vidrios, se funden con mucha mas facilidad que los silicatos terrosos, y los de las tierras alcalinas. Los silicatos $FeO.SiO^3$ y $MnO.SiO^3$ pueden ser fundidos en los hornillos ordinarios de nuestros laboratorios. Todos los de esta clase cristalizan fácilmente por un enfriamiento lento.

Silicatos de plomo.

§ 677. Son tanto mas fusibles cuanto mas óxido de plomo contengan. El silicato $PbO.SiO^3$ se funde á un fuerte calor rojo. Los silicatos de plomo no cristalizan sino con suma dificultad por enfriamiento, y es necesario que este sea muy lento para que la masa presente indicios de cristalizacion.

Silicatos múltiplos, formados por los álcalis, las tierras alcalinas, las tierras y los óxidos metálicos.

§ 678. La naturaleza nos presenta muchos silicatos de esta especie en forma de hermosos cristales. Hemos visto (§ 608) que el feldspato es un silicato doble de alúmina y potasa, que tiene por fórmula $KO.SiO^3 + Al^2O^3.3SiO^3$. Este mineral se funde al fuego de forja, y no cristaliza, aun enfriándole muy lentamente en un horno de porcelana. Sin embargo se han encontrado cristales de esta combinacion en las grietas de los altos hornos, en que se funde el hierro; y presentan la misma forma que los cristales del feldspato natural.

Cuando se funden silicatos alcalinos con otros silicatos metálicos, se obtienen en general materias vítreas, que parecen homogéneas

y no cristalizan á menos que se enfríen con suma lentitud. Pero es difícil decidir si estas materias son formadas por una combinacion química homogénea, ó si únicamente resultan de la disolucion de diversos silicatos unos en otros: disolucion que por enfriamiento hubiera pasado, sin cristalizar, al estado sólido.

La temperatura á que principia la fusion de un silicato múltiplo, es casi siempre inferior á la temperatura media de fusion de los diversos silicatos simples que le componen; y á veces aun á la del silicato mas fusible que entra en la mezcla. Así los silicatos simples de alúmina y cal son casi infusibles al calor de nuestros hornos de forja, y combinándolos entre sí, se obtienen silicatos dobles que se funden muy bien en estos hornos.

Agregando á un silicato que cristalice fácilmente por enfriamiento, otro silicato que no presente semejante tendencia, por ejemplo, un silicato alcalino, se obtienen silicatos dobles que no cristalizan sino con muchísima dificultad, y conservan el aspecto vítreo despues de frios; y así los silicatos dobles de potasa ó sosa, y de cal ú óxido de hierro no cristalizan por via de fusion. El silicato de alúmina se opone tambien á la cristalizacion de los silicatos múltiplos de que forma parte, aunque lo hace con menos eficacia que los silicatos alcalinos.

Los silicatos de potasa y sosa pierden por volatilizacion una parte notable de sus bases. Esta es la causa de que la fusibilidad de los silicatos múltiplos que contienen silicatos alcalinos disminuya sucesivamente, cuando se les deja expuestos por mucho tiempo en nuestros hornos á una temperatura muy elevada, y tambien la de que adquieran con el trascurso del tiempo la propiedad de cristalizar por enfriamiento lento, perdiendo su aspecto vítreo.

Hemos visto que los silicatos alcalinos que contienen mucha proporcion de álcali son solubles en el agua. Cuando contienen mas sílice, son inatacables por este líquido, pero se dejan atacar por los ácidos enérgicos. En fin si todavía son mas ricos de sílice, ya no los ataca ningun ácido. Los silicatos de cal, de alúmina y de óxido de plomo son atacados por los ácidos cuando encierran gran proporcion de base, pero no lo son si contienen mucha sílice. Con todo, el ácido fluorhídrico ataca á todos los silicatos, cualesquiera que sean las proporciones de ácido silícico que contengan, puesto que ataca al mismo cuarzo (§ 248).

Combinando los silicatos alcalinos con el silicato de cal, se obtienen silicatos dobles que poseen la fusibilidad bastante para poderlos trabajar por la accion del soplo, pudiendo sin embargo contener el ácido silícico necesario para ser inatacables por los ácidos.

§ 679. Distinguiremos las diversas especies de vidrio en tres clases:

1° Vidrios incoloros ordinarios, que son silicatos dobles de cal y potasa, ó de sosa.

2° Vidrios coloreados comunes, ó vidrio de botellas, que son silicatos múltiplos de cal, de óxido de hierro, de alúmina, de potasa ó sosa.

3° El cristal, que es un silicato doble de potasa y óxido de plomo.

1° *Vidrios incoloros.*

§ 680. Los vidrios incoloros de que ordinariamente se componen los vasos comunes, copas, lunas de espejos, vidrieras y otros objetos son silicatos dobles de cal y potasa, ó de sosa. Se da la preferencia á la potasa ó sosa segun una ú otra de estas bases sea mas económica. En Francia se prefiere el carbonato de sosa al de potasa, por ser mas barato, empleándole exclusivamente en la fabricacion del vidrio blanco. En Alemania y en los países del Norte la potasa es menos cara que la sosa, y por eso le dan la preferencia. El empleo de una ú otra de estas bases no es indiferente; pues la sosa da vidrios mas fusibles y fáciles de trabajar que la potasa, aunque resultan siempre con una tinta amarilla verdosa, poco sensible en las masas delgadas, pero muy marcada cuando estas tienen cierto espesor, por ejemplo, cuando se mira por el canto una lámina de vidrio.

§ 681. Los mas hermosos vidrios con base de potasa y cal son los de Bohemia. Estos vidrios, formados de materiales muy puros y fabricados con suma perfeccion, son notables por su ligereza, hermosa trasparencia y mucha inalterabilidad. La relacion entre el oxígeno del ácido silícico y el de las bases reunidas, es de 4 : 1. El oxígeno de la cal es al de la potasa como 1 : $\frac{2}{3}$ en los vidrios mas estimados de Bohemia para vasos, copas, frascos y otros objetos análogos. Esta relacion es la de 1 : 1 en los vidrios de espejos y vidrieras, á los cuales se procura siempre dar mayor fusibilidad, porque de este modo son menos quebradizos. La relacion entre el oxígeno del ácido silícico y el de las bases reunidas suele ser mayor que la de 4 : 1, y á veces llega hasta la de 6 : 1. Se aumenta la proporcion de sílice cuando se quieren obtener vidrios duros y poco fusibles; de este modo fabrican en Bohemia tubos de vidrio para la química, mucho menos fusibles que los vidrios franceses, y muy preferibles para los análisis orgánicos.

La sílice que emplean en Bohemia es cuarzo hialino procedente de rocas antiguas, y que se encuentra en forma de cantos rodados por

los campos ó sobre el lecho de las vertientes y cañadas. Le dan un fuerte calor rojo en un horno de reverbero, y lo echan en agua fría, con objeto de hacerlo quebradizo, y poderlo reducir á polvo fino en bocartes, ó por medio de muelas verticales giratorias.

El carbonato de potasa que entra en el vidrio de Bohemia, es carbonato purificado, aunque sin embargo no queda nunca completamente puro, y contiene casi siempre cierta cantidad de carbonato de sosa. Se eligen con sumo cuidado las potasas en bruto mas puras, afinándolas por via de disolucion, para lo cual tratan la potasa en bruto con la mitad de su peso de agua: las sales extrañas quedan como residuo, y tambien una proporcion notable de carbonato de potasa. Evaporando la disolucion, se obtiene la potasa que sirve para la fabricacion de los vidrios de primera calidad, y el residuo se aprovecha para vidrios de calidades inferiores.

La cal se obtiene calcinando, en un horno de reverbero, carbonato de cal sacaroideo muy puro, que suele ser perfectamente blanco.

§ 682. Cuando estos materiales, á pesar del cuidado con que se han elegido y preparado, contienen un poco de óxido de hierro, el vidrio toma una tinta verdosa, que disminuye mucho su valor comercial. Se destruye sensiblemente esta coloracion agregando á la mezcla un poco de peróxido de manganeso. El protóxido de hierro da al vidrio un color verde intenso, cuando entra en proporcion algo notable; pero si el hierro se trasforma en sesquióxido, la tinta que resulta es amarilla y sumamente apagada. El sesquióxido de manganeso tiñe al vidrio de violeta, siendo así que una cantidad correspondiente de protóxido de manganeso le comunica un matiz muy poco sensible. Si por consiguiente, se incorpora á una mezcla que produzca un vidrio muy coloreado por el protóxido de hierro, una cantidad de peróxido de manganeso, capaz de trasformar el protóxido de hierro en sesquióxido, pasando el mismo al estado de protóxido de manganeso, se obtendrá un vidrio sensiblemente incoloro; pues la coloracion que quedaria en este caso, solo seria debida al sesquióxido de hierro, que produce una tinta amarilla apénas sensible; del protóxido de manganeso ya hemos dicho que su coloracion es casi insensible. Pero es importante no incorporar mas que la cantidad exactamente precisa de peróxido de manganeso, pues si se emplear en exceso, el vidrio tomaria un viso morado, debido á la existencia de este peróxido. Por esta aplicacion especial que tiene el peróxido de manganeso, se le da el nombre de *jabon de vidrieros.*

Tambien es frecuente añadir á la mezcla una corta cantidad de ácido arsenioso: que por lo demas se volatiliza completamente durante el trabajo del vidrio, y no quedan ni señales de él en los ob-

jetos fabricados. Es probable que el ácido arsenioso solo sirva para dar mas homogeneidad á la mezcla fundida y facilitar la *afinacion* del vidrio. Volatilizándose á temperaturas elevadas, forma burbujas gaseosas que atraviesan la masa flúida, mezclando sus diversas partes, y arrastrando las materias sólidas diseminadas en ella.

§ 683. El combustible que se emplea en Bohemia es leña resinosa que arde con llama activa y facilita mucho la fusion. El aire del horno es siempre oxidante, y no es de temer que el vidrio sea alterado por los polvos carbonosos ó materias fuliginosas del humo; pues en efecto el carbon es muy perjudicial á la calidad del vidrio, y le tiñe de un modo muy sensible. Cuando existe en pequeña cantidad, el vidrio toma un color amarillo: con frecuencia se fabrican estos vidrios ahumados como vidrios de colores. Si el carbon se halla en mayor proporcion, el vidrio resulta con un hermoso color rojo de púrpura. El peróxido de manganeso se opone tambien á la coloracion del vidrio, debida al carbon, que suele producirse muy á menudo cuando el tiro del horno no es el suficiente. En algunas fábricas agregan para neutralizarla un poco de nitrato de potasa.

Se obtiene un vidrio blanco de primera calidad, fundiendo juntamente:

110 partes de cuarzo pulverizado;
64 » de carbonato de potasa refinado;
24 » de cal cáustica.

En otras fábricas de Bohemia sacan hermosos vidrios para vasos y objetos análogos con la mezcla siguiente:

120 partes de cuarzo pulverizado;
60 » de carbonato de potasa refinado;
25 » de cal cáustica;
1 » de ácido arsenioso;
2 » de peróxido de manganeso;
2 » de nitro.

§ 684. El vidrio blanco de primera calidad se fabrica en Francia con arena blanca cuarzosa, sosa artificial, cal viva deshecha, y una proporcion mas ó menos considerable de pedazos de vidrio procedentes de las fabricaciones anteriores. En esta clase de vidrio la relacion entre el oxígeno del ácido silícico y el de las bases reunidas suele ser de 4 : 1. Esta composicion da un vidrio fácilmente fusible, aunque algo tierno. Cuando se quiere obtener vidrio mas duro, se aumenta la proporcion de ácido silícico.

Se escoge la arena fina, y tan incolora como sea posible. Suele dársele mas friabilidad, enrojeciéndola al fuego y echándola en agua fria. Las arenas de Aumont, cerca de Senlis, las de Etampes y Fontainebleau son muy apreciadas, y se emplean exclusivamente en las fábricas de vidrio de las cercanías de Paris. La cal se saca de la piedra caliza mas pura que se encuentra, y la calcinan de antemano en un horno para privarla del ácido carbónico, abandonándola despues al aire, donde se deshace y reduce á polvo. Tambien se emplea la cal en ciertas ocasiones, sin calcinarla ó en el estado de carbonato de cal, que reducen á polvo fino. La creta muy blanca, como la de Bougival, cerca de Paris, es muy conveniente para este objeto.

La sosa que se emplea es el carbonato de sosa fabricado por el método de Leblanc. Para los vidrios de inferior calidad se sirven del sulfato de sosa, mas barato que el carbonato. Pero como el sulfato de sosa no se deja descomponer por el ácido silícico, sino á temperaturas muy elevadas, á que se alterarian rápidamente los crisoles, se agrega al sulfato de sosa cierta cantidad de carbon, el cual facilita la descomposicion, quitando una porcion del oxígeno al ácido sulfúrico y haciéndole pasar al estado de ácido sulfuroso, cuya afinidad con la sosa es mucho mas débil. Se emplea ordinariamente 1 parte de carbon por 12 ó 14 de sulfato de sosa.

§ 685. Antes de colocar en los crisoles de fusion la mezcla íntima de estas materias, se la sujeta á una calcinacion preliminar que se llama *frita,* y cuyo objeto es determinar un principio de combinacion, y el de poder introducir en los crisoles candentes la materia calentada ya hasta el rojo. De este modo no hay riesgo de que se rompan por un enfriamiento repentino, y ademas la fusion es mas rápida.

Las figuras 409 y 410 representan un horno de vidrio. La figura 410 da la seccion horizontal hecha á la altura de la línea AB de la figura 409. Esta es un corte vertical del horno, segun la línea CD de la figura 410. El horno se compone de un espacio abovedado M, en medio del cual se encuentra el emparrillado G, dispuesto sobre el cenicero. Dos banquetas F, F, de fábrica refractaria, circuyen el emparrillado, y sobre ellas se colocan los crisoles de fusion I, I. Para introducir estos, la pared vertical del horno tiene sus vanos correspondientes, que se cierran en seguida con ladrillos refractarios, dejando solamente encima de cada crisol una abertura circular *o*, bastante grande para sacar la pasta cuando conviene, é introducir las piezas que se quieran formar. La llama del combustible colocado sobre el emparrillado G recorre el espacio M, y sale

por conductos que la dirigen á hornos laterales N, N, llamados *arcas*. En estas precisamente es donde se ejecuta la calcinacion pre-



Fig. 409

liminar, ó la *frita* de la mezcla, y en ellas tambien se dejan expuestos por largo tiempo los crisoles nuevos, ántes de introducirlos en el horno principal, para que de esta suerte se preparen progresivamente á soportar la alta temperatura del horno, y adquieran

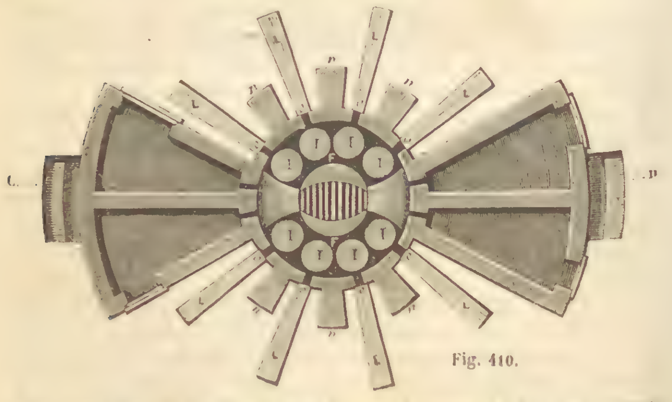


Fig. 410.

mas consistencia. La llama y el humo, despues de haberse esparcido por los hornos N, salen por aberturas laterales.

Para el servicio de cada crisol hay dos operarios: un maestro y un oficial. El primero, montado sobre un banco ó pequeño puente de tablas L, se halla á la altura conveniente para sacar la materia pastosa de los crisoles, y maniobrar con las piezas que quiere soplar. Muros de separacion *n*, *n* le resguardan del calor que se desprende por las aberturas contiguas, y forman pequeños talleres delante de cada crisol.

§ 686. Los crisoles para la fusion del vidrio deben construirse con sumo cuidado, empleando en su fabricacion las arcillas mas refractarias. Cuando tratemos del vidriado comun, diremos el modo de fabricar estos crisoles. Su altura es ordinariamente de 0m,7 á 0m,9, y contienen unos 400 ó 500 kilógramos de materia derretida. Se les deja expuestos, recien construidos, por espacio de muchos meses en piezas abrigadas, donde se desecan lentamente. Se introducen despues en las arcas de un horno, cuyo temperatura sea poco elevada, cuidando de aproximarlos progresivamente y con mucha lentitud hácia los parajes del arca calentados hasta el rojo. Solo se introducen en el horno principal, cuando se les ha sometido á una temperatura muy elevada. Un mismo crisol puede servir para muchas fundiciones, y casi nunca ocurre tener que reemplazar á un tiempo todos los crisoles de un horno por otros nuevos; haciéndolo sucesivamente y respecto de aquellos que han sido agujereados por la materia vítrea, ó se hayan deteriorado hasta el punto de poder temer un accidente en las fundiciones ulteriores. Es indispensable tener de repuesto en las arcas, crisoles que hayan permanecido en ellas mucho tiempo, á fin de reemplazar los que van quedando inútiles.

§ 687. La mezcla de las materias se compone por lo regular de

100	partes	de arena;
35 á 40	»	de creta;
30 á 35	»	de carbonato de sosa, ó una cantidad equivalente de mezcla de sulfato de sosa y carbon;
50 á 150	»	de fragmentos de vidrio viejo, ó *calcina*.

Despues de mezclar perfectamente estas materias, se las reduce al estado de frita en las arcas del horno. El operario las revuelve de cuando en cuando, para dar mas uniformidad á la masa que se prepara, y activa el fuego, cerrando al mismo tiempo las bocas del horno, á fin de dar á los crisoles que están dentro una temperatura elevada. El mismo obrero va sacando con la pala porciones de la frita enrojecida, y las echa en el crisol, esperando cada vez á que la porcion anterior se haya derretido; y continúa de este modo agregando nuevas porciones hasta llenar el cristol completamente. Hecho esto, activa mas el fuego, y lo deja así unas cuantas horas, para que la masa fundida vaya soltando las burbujas de aire y las materias extrañas que suben á la superficie. Estas materias son debidas á sales alcalinas en exceso, que no han sido descompuestas por el ácido silícico; se forman principalmente cuando se emplea carbonato de sosa impuro, ó se reemplaza este carbo-

nato por una mezcla de sulfato de sosa y carbon. Reciben el nombre de *hiel de vidrio*, y el operario las quita con una cuchara de hierro. De cuando en cuando este mismo saca un poco de vidrio derretido, valiéndose de una varilla de hierro aplastada en una de sus extremidades en forma de espátula, á que llaman *cordelina* ó *sonda*; y por el aspecto que presenta el vidrio, despues de solidificado, juzga de la calidad y estado de la fundicion.

§ 688. Cuando el vidrio presenta la afinacion debida, se deja que vaya bajando la temperatura del horno, hasta que aquel adquiera el grado de consistencia pastosa conveniente á una buena fabricacion. En seguida se da principio á la configuracion de las piezas. Nos abstendremos de entrar en los pormenores de fabricacion de los diferentes objetos de vidrio, ya por ser sobrado minuciosos para este lugar, como por hallarnos convencidos de que el lector formaria una idea mas clara, viéndolos ejecutar en una fábrica de vidrio, que leyendo cuantas páginas pudiéramos llenar sobre el asunto. Nos limitaremos, pues, á describir sucintamente el método que siguen en Francia para fabricar los vidrios de vidrieras.

§ 689. La *caña* es el útil principal del obrero vidriero. Se reduce á un tubo de hierro de 1m,50 de largo, y 3 milímetros de diámetro, guarnecido exteriormente y hácia el extremo que no se introduce en el vidrio fundido, de un cañon de madera *cd*, para poder cogerla sin que el calor del hierro perjudique la mano del que sopla.

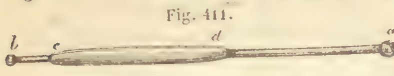
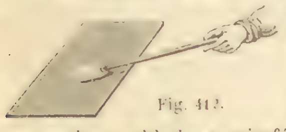


Fig. 411.

A la extremidad de cada puente L (fig. 410), hay un pequeño banco de 0m,65 de altura cubierto de una plancha de hierro, llamada *mármol*, sobre la cual el obrero coloca la masa pastosa (fig. 412) que ha cogido con la caña, volviéndola y revolviéndola continuamente hasta darle la forma que conviene para soplarla. Cerca del mármol hay un pedazo grueso ó poyo de madera, con varias cavidades semiesféricas, ó en forma de pera, que se tienen siempre llenas de agua.


Fig. 412.

Se calientan las cañas introduciéndolas por un agujero practicado hácia la base del horno. El oficial toma una, la sumerge en el vidrio, coge cierta porcion y la saca, dándole vueltas continuamente, á fin de que el vidrio fundido no se desprenda; en seguida vuelve á coger otra porcion mayor de materia, y por último pasa al maestro la caña cargada de vidrio. Este la toma con la mano derecha, coloca su extremo sobre la plancha de hierro,

dándole vueltas siempre, la sumerge de nuevo en el crisol, coge otra porcion de materia, y vuelve prontamente á su puesto con una masa de vidrio enrojecida, que pone, sin parar de darle vueltas, sobre el agua del poyo de madera. Recoge entónces hácia la extremidad de la caña la mayor parte del vidrio que cubre las partes laterales, valiéndose de una hoja de palastro (fig. 413), á modo de cuchilla con una muesca en su medio.

Fig. 413.

Introduce otra vez por el postiguillo del horno la masa de vidrio, enfriada en el agua, pero recogida convenientemente hácia la extremidad de la caña, á fin de reblandecerla, y cuando juzga que ha adquirido el grado de blandura suficiente, saca la caña y principia la misma operacion sobre el agua, pero soplando al mismo tiempo, hasta dar al vidrio la forma de un globo de unos 3 decímetros de diámetro (fig. 414). Levanta rápidamente la caña y sopla la masa de vidrio, teniéndola en alto sobre su cabeza. La parte superior del globo se va deprimiendo por su propio peso (fig. 415), y solo se extiende en sentido horizontal, pero volviendo la caña con prontitud, toma la forma de la figura 416. En el mismo instante hace describir á la caña una línea curva, comunicándole un movimiento de oscilacion, y sopla de vez en cuando hasta que el globo de vidrio, tanto por efecto de su propio peso como por la accion del soplo, se alarga y toma una forma próximamente cilíndrica (fig. 417). Es esencial que el obrero tenga siempre la pieza de vidrio en el movimiento conveniente, para que conserve una forma circular, sin que se deprima ni deforme. Por lo regular hay que calentar tres ó cuatro veces la pieza de vidrio para ablandarla, ántes que adquiera las dimensiones convenientes. Cuando ha llegado á este término, el maestro descansa la caña sobre un gancho portatil que el oficial coloca en direccion de la abertura del horno, é introduce en este el cilindro de vidrio, de modo que se caliente fuertemente la extremidad cerrada, y sopla entónces con fuerza para reventarlo por esta extremidad. Tambien se consigue esto último por otro artificio: el oficial aplica con la caña un poco de vidrio enrojecido á la extremidad *o* del cilindro; el maestro introduce esta extremidad en el horno y sopla fuertemente por la caña, ó bien no hace mas que tapar con el dedo el orificio de esta. El aire interior se dilata y hace esfuerzo sobre la extremidad *o*, que se hincha y revienta como una burbuja, en el punto donde se aplicó la gota de vidrio caliente

Fig. 414.

Fig. 415.

Fig. 416.

(fig. 418). El soplador saca al instante el cilindro del fuego, y el oficial corta la punta con unas tijeras, dejándolo como representa la figura 419. Así que está abierto el cilindro, el maestro da vueltas á la caña con mucha velocidad, imprimiéndole al mismo tiempo el movimiento oscilatorio, y aun le da la vuelta entera en forma de molinete. Con esta maniobra el vidrio se enfría con prontitud sin experimentar alaveos ni abolladuras. Cuando ha adquirido la solidez necesaria, el oficial coge la caña y coloca el cilindro sobre un caballete de madera; al mismo tiempo toma una gota de agua con una varilla de hierro encorvada, y la aplica al punto en que el cilindro se une á la caña: de un solo golpe, dado con la varilla de hierro en medio de la caña, separa de esta la pieza soplada.

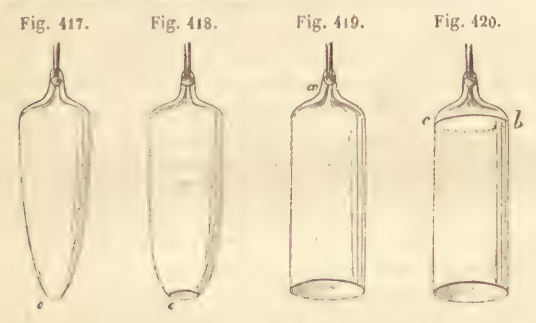


Fig. 417. Fig. 418. Fig. 419. Fig. 420.

Los cilindros que se preparan así, sirven para vidrios de vidrieras, y han de recibir por consiguiente la forma de láminas; pero ántes es necesario dejarlos abiertos con igualdad por ambas extremidades, pues se recordará que quedan cerrados por una de ellas. Como las láminas han de tener dimensiones determinadas, se aplica sobre la arista superior del cilindro, que se pone horizontal en sentido de su longitud, una regla que lleva marcada la dimension conveniente de la lámina, y despues, sin mover la regla, saca con la sonda ó cordelina una gota de vidrio derretido, que se alarga y hace hilo. Pone este hilo enrojecido sobre la circunferencia del cilindro *cb* (fig. 420), en el punto determinado, y sin mas la separacion se verifica inmediatamente y con la mayor limpieza.

§ 690. Se trasportan los cilindros de vidrio á los hornos de tendido y recocido V, U (fig. 421 y 422), que están contiguos uno á otro y separados únicamente por un muro de ladrillo. Una abertura *ii*, de 1 metro de largo y de algunos centímetros de altura, da paso á las láminas formadas en el primer compartimiento V, y que se re-

cuecen y enfrían lentamente en el segundo U. Uno ó varios fogones situados en la parte inferior dan calor á los dos hornos, aunque mucho mas al primero que al segundo. Para desarrollar ó extender un cilindro de vidrio, se le coloca horizontalmente sobre una mesa, se hace resbalar una gota de agua sobre la arista superior *ed* (fig. 423), y se pasa por ella un hierro hecho ascua, el cual determina una fractura igual y lisa en toda la longitud. Preparados así los cilindros, se les va presentando á la boca O (fig. 422) del horno de tendido, y se les empuja poco á poco hácia el interior, para que se calienten gradualmente, y evitar de este modo que se rompan. Cuando el obrero ve que el cilindro se ha reblandecido y se halla en estado de arrollarse por sí mismo, atrae el que está mas caliente, sirviéndose de una varilla de hierro, hasta el medio del horno donde está la plancha de extender V (fig. 422). Esta plancha suele ser de hierro colado, y otras veces se forma de una lámina gruesa de vidrio, espolvoreada con un poco de yeso para impedir la adherencia. Se halla colocada delante de la abertura longitudinal *ii*, por la cual pasan las láminas de vidrio al horno de recocido U. La superficie de dicha plancha debe quedar exactamente al nivel del piso del horno, á fin de que las láminas de vidrio no encuentren obstáculo alguno en su marcha.

Fig. 421.

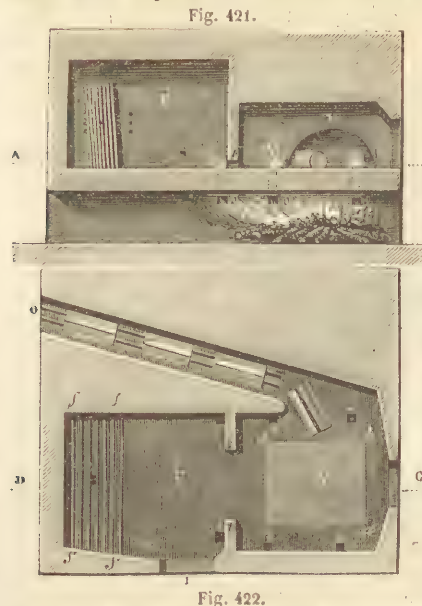


Fig. 422.



Fig. 423.

Cuando el cilindro se halla sobre la plancha, el obrero extendedor, armado de su regla, separa á derecha é izquierda las dos partes laterales, que ceden con facilidad (fig. 424), y en seguida toma otra barra de hierro (fig. 425) terminada por una masa prismática rec-

tangular del mismo metal, que tiene pulimentada una de sus caras, y la pasa con rapidez por toda la superficie hasta dejarla perfectamente plana. En algunas fábricas emplean para extender el vidrio un pedazo de madera de álamo, fijo á la extremidad de un mango. Esta madera se carboniza lentamente sin arrojar chispas, y por esta causa se prefiere á cualquiera otra.

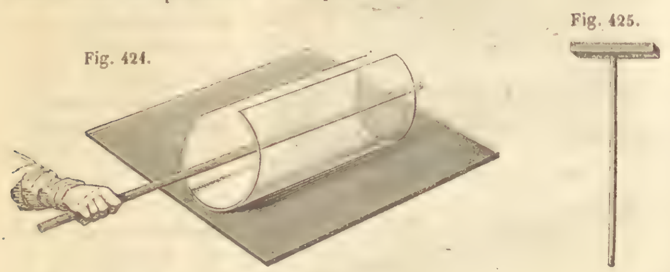


Fig. 424. Fig. 425.

Extendido el cilindro de vidrio, se le hace pasar por la abertura longitudinal *ii* al segundo compartimiento U, donde la temperatura es mucho menor; el obrero introduce por debajo de la lámina una regla delgada de hierro, terminada en horquilla (fig. 426); levanta la lámina y la deja apoyada contra una barra de hierro *ff* (fig. 422), colocada en sentido de la anchura del horno: la lámina de vidrio ha adquirido la consistencia necesaria para no alavearse en esta operacion. De este modo se van colocando muchas láminas unas contra otras, y cuando se teme que la carga sobre las primeras pueda ser excesiva, se dispone otra barra horizontal, contra la cual se apoyan nuevas láminas, y así sucesivamente hasta llenar el horno U. Se deja enfriar, se sacan las láminas, y en este estado pasan al comercio.

Fig. 426.

Con este mismo vidrio se fabrican los fanales que sirven para cubrir relojes, floreros, etc., y tambien vasos comunes, copas, y otros objetos análogos.

El vidrio de inferior calidad, como el mas ordinario de vidrieras, el de las redomas y frascos de la farmacia, etc., se fabrica con materiales menos puros, y regularmente tiene una tinta verde debida al protóxido de hierro.

§ 691. Las lunas para los espejos se fabrican en Francia con un vidrio que tiene tambien base de sosa y cal. El oxígeno del ácido silícico es al de las bases reunidas como 6 : 1. Se emplea, para la misma dósis de cal, una cantidad de carbonato de sosa doble de la

que entra en el vidrio de vidrieras, por ser necesario dar al de lunas mayor fusibilidad.

En la fábrica de espejos de Saint-Gobain, la mas importante de la Francia, se prepara la mezcla con:

300	partes	de arena cuarzosa muy blanca;
100	»	carbonato de sosa desecado;
43	»	cal apagada por exposicion al aire;
300	»	fragmentos y desperdicios del mismo vidrio.

Se eligen con sumo cuidado las primeras materias, pues es indispensable obtener un vidrio muy puro y sin color alguno. Los hornos de fusion que se emplean en este caso presentan mucha analogía, en su construccion, con el horno que hemos descrito (§ 685), pero se les calienta con leña. La materia pasa sucesivamente por crisoles de dos especies: se derrite en los primeros, de forma cónica, donde se la va echando en pequeñas porciones hasta llenarlos enteramente. Para esta fusion son necesarias 15 ó 16 horas; se deja que el vidrio se afine por sí mismo, manteniéndole siempre á una temperatura elevada. Se saca líquido con cazos de cobre, y se echa en otros crisoles de forma cuadrada, llamados *cubetas*, que se hallan colocados sobre la misma banqueta y al lado de los crisoles de fusion. Practicada esta operacion se cierran las bocas del horno, y se activa el fuego para que el vidrio vuelva á tomar su fluidez; en seguida se sacan las cubetas en un carretoncillo de forma adecuada, y se ponen sobre una mesa de bronce, perfectamente lisa, y calentada de antemano con ascuas puestas encima. Se vierte el vidrio derretido sobre esta plancha, y se extiende y aplana con un cilindro ó rodillo. Enfriada la lámina de vidrio, se la lleva á un horno, donde se recuece y templa, para que pueda soportar fácilmente los cambios de temperatura. Luego se parte en pedazos de las dimensiones exigidas, dirigiendo las líneas de division de modo que no resulten partes defectuosas; y en fin se procede á pulir las lunas que se han obtenido. Para esto se pegan con yeso sobre una mesa de piedra, y se desbastan frotando con arena cuarzosa, ó bien con otra luna mas pequeña, que se pasa sobre la primera como con una moleta. Cuando las lunas tienen grandes dimensiones se desbastan por medio de máquina. De este modo adquiere la luna una superficie lisa, pero todavía le falta el pulimento. Este se da con esmeril desleido en agua, y cada vez mas fino, para *suavizarla*. Por último se acaba el pulimento frotando

con cólcotar desleido en agua, valiéndose de bruñidores pesados y guarnecidos de fieltro por su parte inferior.

2° *Vidrio de botellas.*

§ 692. Para fabricar el vidrio de botellas se emplean materiales de poco valor, pues es interesante que estos objetos puedan darse á precios cómodos, y por otra parte importa poco que presenten el color verde con que ordinariamente los vemos. Suelen preferirse las arenas cargadas de ocre, porque el óxido de hierro que contienen da mas fusibilidad al vidrio. No se emplean carbonatos alcalinos, por ser sobrado caros para el objeto, y se echa mano de la sosa en bruto de varech ó de las cenizas que da la leña. Se agrega una proporcion considerable de cenizas lavadas, ó *cernadas,* las cuales introducen en la mezcla silicatos de alúmina y potasa. Finalmente, se incorporan pedazos de botellas ú otros fragmentos de vidrio. En el vidrio de botellas el oxígeno del ácido silícico es doble ó triple que el de las bases reunidas.

Véase la composicion ordinaria de este vidrio :

Arena ocreosa.........	100
Sosa de varech........	40 á 60
Cenizas nuevas........	30 á 40
Cernadas.............	150 á 180
Arcilla ocreosa........	80 á 100
Fragmentos de botellas.	100 á 150.

El vidrio de botellas presenta por lo regular un color verde, debido al óxido de hierro; otras veces tiene un viso pardo amarillento, ocasionado por una mezcla de sesquióxidos de hierro y manganeso, como se nota en las botellas que se fabrican en algunos puntos de Alemania.

Los hornos de fusion para esta clase de vidrios no contienen por lo regular mas que 6 crisoles, de las mayores dimensiones. Se les llena enteramente de mezcla, y se activa el fuego desde el principio, pues importa que la fusion sea rápida á fin de economizar el combustible. Cuando se ha derretido la materia, se agrega nueva carga, continuando así hasta que los crisoles queden llenos de vidrio líquido, para todo lo cual se necesitan 7 ú 8 horas. Se separa la hiel de vidrio, se deja enfriar el horno hasta que la materia adquiera el grado de consistencia que conviene para el trabajo de las piezas, y se principia este inmediatamente.

§ 693. Se calientan las cañas por los agujeros practicados al efecto hácia la parte inferior del horno : el oficial toma una, coge

con ella todo el vidrio fundido que se adhiera á su extremidad, la saca y le da vueltas sin cesar, hasta que el vidrio adquiera la consistencia necesaria. Vuelve en seguida á introducir la caña, saca otra porcion de pasta, y continúa así hasta haber reunido una cantidad de vidrio suficiente para formar una botella; y en tal estado pasa la caña á manos del soplador. Este apoya la masa de vidrio contra el canto del mármol, sin parar de darla vueltas, á fin de formar el cuello de la botella; al mismo tiempo recoge la materia hácia la extremidad de la caña, valiéndose de la pequeña plancha de palastro (fig. 413); despues sopla la pasta de vidrio para darle próximamente la forma de un huevo (fig. 427), apoya otra vez la pieza sobre el canto del mármol, marca el cuello de la botella, y sin parar la introduce otra vez en el horno. La retira y la pone, soplando siempre, en un molde de bronce ó de barro, que le da la forma y dimensiones convenientes. Cuando la botella ha tomado la figura proporcionada, la saca del molde, levantando é invirtiendo la caña verticalmente (fig. 428), y en esta disposicion forma el culo de la botella con auxilio de un pequeño instrumento llamado *moleta* (fig. 429), que se reduce á una planchita de palastro, de forma rectangular, provista de un mango : apoya uno de los angulos *a* en el centro de la base de la botella, que al mismo tiempo hace girar continuamente con la caña. Aplica sobre su cuello una gota de agua con la moleta, la introduce en un pequeño hueco practicado en la pared del horno, y con un ligero choque dado diestramente á la caña la separa de esta.

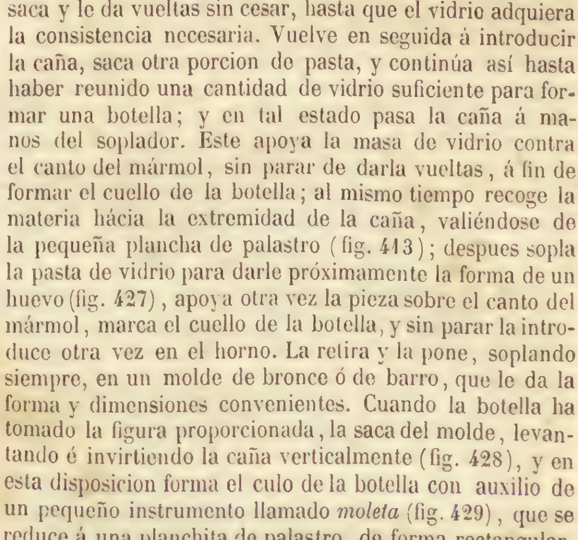
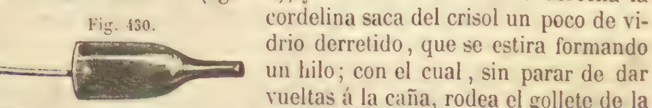


Fig. 427.
Fig. 428.
Fig. 429.

Preparada así la botella, el soplador la fija por el fondo á la extremidad de la caña (fig. 430), y tomando con la mano derecha la cordelina saca del crisol un poco de vidrio derretido, que se estira formando un hilo; con el cual, sin parar de dar vueltas á la caña, rodea el gollete de la botella para formar el cordon que debe reforzarlo. La introduce un poco por la abertura del horno, á fin de reblandecer el gollete é igualar sus bordes. Terminada la botella, pasa á manos del oficial, quien la lleva al horno de recocer y la desprende de la caña, sacudiendo esta ligeramente.


Fig. 430.

Las botellas se colocan con órden en el horno de recocer, disponiéndolas unas encima de otras.

El calor de este horno no debe exceder el rojo sombrío. En su

interior se van colocando las botellas ordenadamente, acostándolas unas sobre otras, y cuando está lleno, se cierran las aberturas y se deja enfriar con lentitud. Los hornos de recocido de construccion moderna son de fuego continuo, y se componen de una larga galería con dos puertas á los extremos, y calentada por un hogar situado hácia el medio. Una cadena sin fin, dispuesta á lo largo del horno, sirve para mover los carretones de hierro en que se disponen los objetos que se han de recocer. Entran por una puerta y salen por la opuesta, cuando han permanecido en el horno el tiempo necesario para lograr un buen recocido.

3° *Cristal.*

§ 694. El cristal es un silicato doble de potasa y óxido de plomo, y forma una especie de vidrio que solo se emplea para objetos de lujo. Debe presentar gran trasparencia, perfecta homogeneidad, y ser completamente incoloro; de donde se sigue que han de elegirse con el mayor cuidado los materiales que le componen. Su composicion es variable en las diferentes fábricas, y así la relacion entre el oxígeno del ácido silícico y el de las bases reunidas varía desde la de 6:1 hasta la de 9:1. La relacion entre el oxígeno de la potasa y el del óxido de plomo varía aun entre límites mas extendidos, á saber, de 1:1 á 1:2,5. Aumentando la proporcion del óxido de plomo, se da al cristal mayor densidad y facultad mas considerable de refractar y dispersar la luz, lo cual produce hermosos efectos de colores en los cristales tallados, cuando se les mira por refraccion. Pero no puede aumentarse indefinidamente la proporcion de óxido de plomo, porque el cristal saldria teñido de amarillo.

La arena que se elija para fabricar el cristal debe ser de la mas pura y fina; el carbonato de potasa ha de someterse á una afinacion; y por último no debe emplearse el óxido de plomo ordinario ó litargirio, porque contiene siempre algunas partecillas de plomo metálico, que quedarian diseminadas en la masa vítrea y mancharian las piezas. Se escoge pues el minio, esto es, un óxido de plomo de un grado de oxidacion superior al protóxido. Este óxido no puede contener plomo metálico, y el oxígeno que desprende, bajo la influencia del calor, impide que los polvos ó partecillas carbonosas que caen en el crisol puedan reducir alguna ligera porcion del óxido de plomo al estado de plomo metálico.

La dósis mas ordinaria para el cristal es la siguiente:

300	partes de	arena pura;
200	»	minio;
100	»	carbonato de potasa purificado.

Los hornos para fundir el cristal se calientan ordinariamente con leña, sin embargo de que en algunos se quema tambien ulla, y en este caso es preciso dar diferente forma á los crisoles. La ulla produce un humo muy fuliginoso, cuya accion desoxidante seria difícil evitar si se fundiera el vidrio en crisoles abiertos. Se emplean, pues, crisoles particulares (fig. 431), que se llaman *crisoles cubiertos ó de mufla.* Su abertura se coloca enfrente de la boca del horno.

Fig. 431.

Se emplea mucho cristal para formar vasos y otros objetos por la accion del soplo, como se ha dicho respecto del vidrio, pero tambien se fabrican gran número de estos objetos por vaciado en moldes de bronce, y aun de madera, que se mojan muy á menudo para que no se carbonicen con demasiada rapidez.

§ 695. Los tubos de vidrio empleados en química, así como los de termómetro que presentan un vacío interior capilar, se fabrican por un procedimiento particular que describiremos brevemente. El oficial toma con la extremidad de la caña cierta porcion de cristal, que prepara como de ordinario : sopla una pera (fig. 432) á la cual da un diámetro y espesor proporcionados al calibre del tubo, y al grueso que quiera dar á sus paredes. Otro obrero ha cogido por su parte una porcion de vidrio con la extremidad de otra caña, y la aplica contra el fondo de la pequeña botella soplada (fig. 433), y ambos se alejan rápidamente uno de otro. La pera de vidrio se estira en sentido de

Fig. 432.

Fig. 433. Fig. 434.

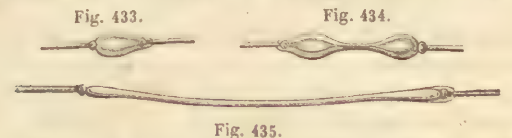


Fig. 435.

su longitud, segun se ve representado en las figuras 434 y 435, y se convierte en un tubo de vidrio. terminado por sus dos extremos en dos porciones mas anchas. De este modo se obtienen tubos de 30 á 40 metros de longitud, y se les pone en el suelo sobre cojinetes de madera para dividirlos en partes de 1 metro. Se concibe que el diámetro exterior de estos tubos no puede ser igual en toda su longitud, y con efecto es menor en el medio que hácia las extremidades del tubo total. El calibre interior tampoco puede ser regular, y es muy raro encontrar alguno que presente exactamente el mismo diámetro en toda ó cierta parte de su longitud.

Fabricacion de los vidrios para óptica.

§ 696. Se emplean dos especies de vidrio para los instrumentos de óptica : una que se llama *crown-glass* , y presenta una composicion análoga á la del vidrio de Bohemia; y otra, denominada *flint-glass*, que es una especie de cristal. Estos vidrios deben ser perfectamente homogéneos, y nada coloreados si es posible. Se escogen con sumo cuidado las materias que han de servir para su fabricacion, y se purifican de un modo especial.

El flint-glass ordinario se prepara con la mezcla siguiente :

100	partes de	arena blanca ;
100	»	minio ;
30	»	carbonato de potasa muy puro.

La densidad del flint-glass es próximamente 3,5. Para obtenerlo mas refringente, aunque algo teñido de amarillo, se emplea una mezcla de

225	partes de	arena blanca ;
225	»	minio ;
52	»	carbonato de potasa ;
4	»	borax ;
3	»	nitro ;
1	»	peróxido de manganeso ;
1	»	ácido arsenioso ;
89	»	fragmentos de flint de las operaciones precedentes.

El horno de fusion (fig. 436) no contiene mas que un crisol. Se introduce la mezcla sucesivamente y en pequeñas porciones, esperando para echar cada porcion, á que la anterior se haya derretido enteramente. Se necesitan 8 ó 10 horas para introducir la carga completa en el crisol. Hecho esto se activa el fuego, y se mantiene muy vivo por espacio de 4 horas á fin de que la materia adquiera todo el grado de fluidez posible; en seguida se introduce en el crisol un cilindro hueco *ab*, de arcilla refractaria, calentado de antemano hasta el rojo blanco. Este cilindro no se sumerge en el vidrio fundido, por ser mas ligero que este. En su interior se introduce la extremidad encorvada, y enrojecida al fuego, de una barra de hierro *fe*, que se apoya sobre un caballete de hierro *kl*, y en esta disposicion se mueve el cilindro en todos sentidos para agitar la masa líquida y mezclar íntimamente sus diversas partes; ademas se facilita así el desprendimiento de las burbujas de gas, y el vidrio queda perfec-

tamente homogéneo. Esta operacion debe repetirse muchas veces, á fin de que el vidrio adquiera toda la claridad y perfeccion de que

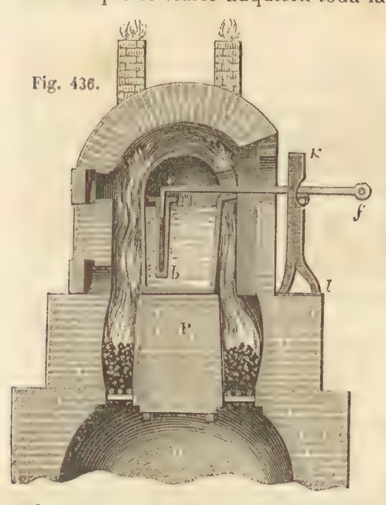


Fig. 436.

es susceptible. Se retira el cilindro de arcilla, y se deja que el horno se enfríe con lentitud por espacio de 8 dias.

Se saca en seguida el crisol, y frio enteramente, se le rompe para separar toda la masa sólida, sobre la cual se forman de distancia en distancia pequeñas facetas pulimentadas, para juzgar de la calidad del flint-glass en los diferentes puntos de la masa. Se parte esta en un número mas ó menos considerable de fragmentos, segun convenga hacerlo para obtener pedazos limpios del mayor tamaño posible, y deshechar los que presenten estrías, burbujas ú otros defectos. Se introducen en la mufla de un horno los fragmentos que se eligen, y cuando se han reblandecido se recogen con unas tenazas largas de hierro, y se colocan en moldes que les dan formas lenticulares. Por último se dejan enfriar lentamente en un horno de recocer.

El crown-glass se prepara del mismo modo. Se emplea la mezcla siguiente:

120	partes	de arena blanca;
35	»	carbonato de potasa;
20	»	carbonato de sosa;
20	»	creta;
1	»	ácido arsenioso.

Estas dos especies de cristal son las que sirven para acromatizar las lentes. Juntando dos lentes convenientemente talladas, una de crown-glass, y otra de flint-glass, se obtiene una *lente acromática*. Esta da sensiblemente la misma convergencia á todos los rayos coloreados; de manera que un objeto incoloro forma en el foco de la lente compuesta una imágen tambien incolora, y despojada de las franjas coloreadas que presentan siempre las imágenes obte-

nidas con las lentes simples. Sin embargo no se logra este efecto de un modo satisfactorio, sino respecto de los rayos que se desvían poco del eje de la lente.

Strass.

§ 697. Suele fabricarse una especie de cristal, á que se da el nombre de *strass,* muy denso y refringente, y que tallado en la forma debida imita al diamante. Tiñendo este cristal con diversos óxidos metálicos, se obtienen vidrios coloreados con los cuales falsifican las piedras finas. Para la fabricacion del strass deben elegirse los materiales mas puros, afinándolos con sumo cuidado. Ordinariamente se incorpora cierta cantidad de borax. Las piedras preciosas artificiales se fabrican en el dia con extremada perfeccion.

Esmalte.

§ 698. Se conoce con este nombre una especie de vidrio, á que se da opacidad interponiendo ciertos óxidos metálicos; y por lo regular es el peróxido de estaño, ó ácido estánico, el que se emplea con este objeto. Pero tambien se sirven del ácido arsenioso, del fosfato de cal ó del antimoniato de óxido de antimonio. Ordinariamente se prepara el esmalte con un cristal muy fusible. Se oxida en un horno de reverbero una aleacion de 15 partes de estaño y 100 de plomo: se forma un estanato de óxido de plomo, que se purifica por lavados despues de reducido á polvo impalpable. Se mezclan en seguida 100 partes de este estanato plumboso con otras 100 de arena muy pura y con 80 de carbonato de potasa. A esta mezcla se incorporan pequeñas porciones de óxidos metálicos, y se obtienen esmaltes coloreados.

Imperfecciones y alteraciones que experimentan los vidrios.

§ 699. Hemos visto que para fabricar los diferentes objetos de vidrio se les mantenia cierto tiempo en un horno á la temperatura del rojo sombrío, y que despues se dejaban enfriar lentamente. Esta operacion, que tiene por objeto dar al vidrio el temple necesario, es lo que se llama *recocer el vidrio;* y es indispensable, porque si se enfriara el vidrio de repente, inmediatamente despues de fabricado, resultaria tan quebradizo que no podria servir para ningun uso. Se observa en efecto que, cuando por economizar el combustible recuecen mal ciertos objetos de vidrio comun, estos se rompen si experimentan de pronto un ligero cambio de temperatura; y

hasta se encuentran á veces vidrios que se hienden dando un pequeño estallido, cuando se hallan expuestos á una corriente algo rápida de aire.

Esta propiedad se hace muy sensible en las *lágrimas batávicas*, que no son otra cosa que gotas de vidrio solidificadas repentinamente, y las forman en las fábricas sacando con la caña un poco de vidrio fundido, y dejándolo caer gota á gota en agua fria. Estas gotas tienen la forma que representa la figura 437. Como su superficie se solidifica miéntras las partes interiores poseen una temperatura elevada, conserva próximamente el mismo volúmen que ocupaba en el estado líquido. Las partículas interiores, en posiciones forzadas, porque no han tenido tiempo de agruparse por sus caras correspondientes, son retenidas únicamente por las partículas de la superficie; y si la resistencia de estas llega á faltar en un solo punto, toda la masa estalla y se deshace en polvo. Esto es lo que en efecto sucede rompiendo la punta en que termina la lágrima batávica.

Fig. 437.

Igual efecto se produce con un pequeño aparato de vidrio, conocido desde muy antiguo en los gabinetes de física con el nombre de *fiola* ó *botella filosófica*. Es una especie de tubo de vidrio de paredes gruesas, y algo inflado en forma de pera. En las fábricas los hacen muy á menudo, cuando soplan con la caña un poco de vidrio para probar el estado de la pasta en el crisol. Si se deja caer en esta botella, que no ha sido recocida, un cuerpo duro, la conmocion que aquella experimenta basta para hacerla estallar deshecha en polvo.

Esta propiedad que presenta el vidrio algo caliente de hendirse ó romperse en un punto determinado por el contacto de un cuerpo frio, es la que con tanta frecuencia utilizan en las fábricas para desprender de la caña los objetos que se han soplado, y para rajarlos en una direccion determinada.

§ 700. Cuando el vidrio permanece expuesto mucho tiempo á una temperatura elevada, pierde por volatilizacion una parte notable de su álcali, y se va haciendo menos fusible; adquiere al mismo tiempo la propiedad de cristalizar fácilmente, si se enfría con lentitud. Es muy frecuente en efecto encontrar masas de vidrio con estructura cristalina en el fondo de los crisoles que quedan inservibles, y que habiendo permanecido largo tiempo dentro del horno, han podido enfriarse lentamente. Otras veces la cristalizacion solo se manifiesta en ciertos puntos de la masa, que ha conservado su textura vítrea en todas las demas partes. Las porciones que quedan vítreas contienen

siempre mayor cantidad de álcali que las opacas por cristalizacion. Este cambio que experimenta el vidrio en su disposicion molecular, no solo se verifica á la temperatura de su fusion, sino tambien á otras temperaturas menos elevadas. Si se introduce en un horno una botella de vidrio, y se mantiene por espacio de muchos dias á una temperatura próxima á la que produce el ablandamiento del vidrio, si en seguida se deja enfriar el horno con lentitud, se saca una botella sin trasparencia alguna y con el aspecto mate de la porcelana. El vidrio así alterado, *devitrificado,* es mucho menos fusible que el vidrio trasparente. Fundándose en esta *devitrificacion* se trató de establecer un arte particular, que consistia en preparar objetos de vidrio soplados, y hacerlos luego difícilmente fusibles por la devitrificacion. Se calentaban en un horno dichos objetos, despues de haberlos llenado y rodeado de arena, que absorbia los vapores alcalinos, al mismo tiempo que se oponia á la deformacion de las piezas. A este vidrio devitrificado se dió el nombre de *porcelana de Reaumur*. Esta fabricacion fué abandonada enteramente, aunque pudiera tener cierta importancia para los vasos y tubos empleados en los laboratorios.

§ 701. Los vidrios que contienen mucho álcali se alteran en contacto del aire húmedo, poniéndose aspera y rugosa su superficie, que se descorteza pasado cierto tiempo. Suele formarse con mucha frecuencia una película sumamente delgada de vidrio alterado, que produce los mismos juegos de colores que las ampollas de jabon, ó una gota de aceite que flote en una masa de agua de mucha superficie. Esta alteracion es debida á que la superficie del vidrio pierde con el tiempo una parte de su álcali; es notable sobre todo en los fragmentos de vidrio que han estado enterrados algun tiempo en un suelo húmedo, pues se les encuentra á veces completamente opacos, entumecidos y separables en laminitas muy delgadas, con el mismo tono y juego de colores que el nácar.

Modo de trabajar el vidrio en los laboratorios.

§ 702. Se hacen en los laboratorios diferentes objetos menudos de vidrio con los tubos que se encuentran en el comercio. Sirve para esto una lámpara de aceite, alimentada por un fuelle, y que se conoce con el nombre de *lámpara de esmaltar* (fig. 438). Ordinariamente es de hoja de lata, y la mecha, que es una torcida gruesa de algodon, sale



Fig. 438.

muy poco del aceite. Se da movimiento al fuelle con el pié; la corriente del aire se dirige por un soplete, al cual pueden darse diferentes inclinaciones. Se proyecta la llama en una direccion algo inclinada, como manifiesta la figura. Disponiendo convenientemente la mecha, modificando la inclinacion del soplete y terminándole por una abertura mas ó menos fina, puede darse á la llama la extension que convenga segun la calidad del vidrio y el objeto que se quiera formar. Cuando se trabaja un vidrio plomizo, el cristal por ejemplo, es necesario que la llama sea oxidante; para lo cual se da al soplete una abertura mas considerable, á fin de aumentar la corriente de aire. Si la llama fuera reductiva, el óxido de plomo pasaria al estado de plomo metálico en la superficie del vidrio, que quedaria teñido de negro. Es precaucion importante la de no calentar rápidamente el vidrio, porque se romperia; y conviene mantenerlo algunos instantes delante de la llama, y aproximarlo poco á poco hasta el paraje donde la temperatura sea mas elevada.

§ 703. Para encorvar un tubo de vidrio se le calienta primero en una longitud de 3 á 4 centímetros, á uno y otro lado del punto por donde deba encorvarse, haciéndole girar constantemente entre los dedos, para darle una temperatura uniforme por todo su contorno. En cuanto el vidrio se ha reblandecido lo suficiente nada mas para ceder á una ligera presion, se principia la curvatura, pero es indispensable no hacerla por un solo punto, ni muy corta, porque el tubo se deformaria y quedaria quebradizo en la parte encorvada. Conviene pues no calentar el tubo en el punto por donde principia á encorvarse, y dirigir la llama hácia los puntos inmediatos de modo que se obtenga un arco de círculo algo extendido. Tambien pueden encorvarse los tubos sobre una lámpara de alcohol, y aun con mas facilidad que con la lámpara de esmaltar, pues importa mucho para el buen resultado de esta operacion que el tubo de vidrio no se ablande demasiado.

§ 704. Para formar tubos cerrados por un extremo, se toma un tubo largo, y se calienta á la lámpara de esmaltar en el punto por donde deba quedar cerrado, dándole vueltas en medio de la llama, hasta que se haya reblandecido; se estira con suavidad por ambos lados, continuando siempre su movimiento giratorio entre los dedos. El tubo toma entónces la forma de la figura 439. Se dirige la extremidad de la llama

Fig. 439.



hácia el punto *a* de la parte estirada, y de este modo se separan las dos mitades del tubo, que cada una puede servir para formar

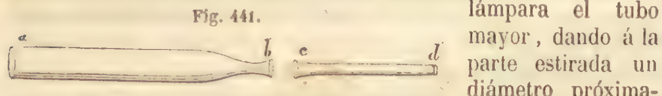
un tubo cerrado. Es necesario principiar por redondear las extremidades, y darles un espesor próximamente uniforme. Para esto se calientan á la lámpara los dos extremos cerrados, y se sopla de cuando en cuando por el tubo á fin de redondearlos. No queda mas que formar é igualar los bordes del vidrio, para lo cual se les introduce en la llama dando vueltas al tubo hasta que desaparezcan por fusion las aristas y partes agudas. Si se quiere ensanchar un poco la boca del tubo, ó hacer un pico para verter fácilmente los líquidos, se apoya sobre los bordes reblandecidos una varita de hierro redondeada, y se labra como se quiere la abertura (fig. 440).

Fig. 440.

Cuando simplemente se desea cerrar la extremidad de un tubo, se calienta esta hasta enrojecerla, y se aplica á ella el extremo de otro tubo de vidrio calentado del mismo modo. Las dos extremidades se sueldan, se estira la del primero para terminarla en punta cerrada, y se opera sobre esta como hemos dicho anteriormente.

§ 705. Muchas veces se necesita soldar á la extremidad de un tubo ancho *ab* (fig. 441) otro mas estrecho *cd*. Se estira á la lámpara el tubo mayor, dando á la parte estirada un diámetro próximamente igual al del pequeño tubo que se quiere soldar. Se cierra el tubo *ab* en el punto *b*, donde presenta el mismo diámetro que el *cd*, aplicando dicho punto *b* á la extremidad de la llama, y haciéndole girar. Se calienta el extremo cerrado para ablandarlo, y despues se sopla con fuerza por la abertura *a*, á fin de producir en la extremidad *b* una ampollita que reviente. Con una lima se igualan los bordes, de modo que queden en forma de boquilla.

Fig. 441.



Se hace lo mismo con el extremo *c* del tubo pequeño, y luego se colocan las dos extremidades en la llama, una enfrente de otra, dando vueltas constantemente á los dos tubos, despues de haber cerrado la abertura *a* con un tapon. Cuando están suficientemente blandas, se las oprime una contra otra hasta soldarlas. Se continúa calentando la soldadura muy igualmente en todo su contorno, y se sopla de vez en cuando por el tubo pequeño para extenderla y redondearla bien, y por último se estira un poco, á fin de que no se formen ampollas ni abolladuras.

§ 706. ¿Se desea soldar un tubo estrecho *cd* (fig. 443) hácia el medio de otro tubo mas ancho *ab*? Se dirige sobre el punto *e* del

tubo *ab* (fig. 442) la punta de la llama, aguzándola todo lo posible, para lo cual se disponen convenientemente el soplete y la mecha de la lámpara. Cuando el vidrio se ha ablandado en el punto *e*, se suelda á él la extremidad de una punta de vidrio calentada igualmente, y se tira con fuerza, á fin de formar la punta *ef* sobre el tubo *ab*. Se cierra esta punta á la lámpara, y despues de tapar la extremidad *k* con un poco de cera, se la vuelve á situar en la llama. Cuando la punta se ha ablandado y recogido sobre sí misma por la fusion, se sopla vivamente por la extremidad abierta *l*, hasta formar una bola que reviente. Se quita con la lima una parte del vidrio, se funden los bordes de la abertura (fig. 443), y despues de cerrada la extremidad *l* con un poco de cera, se aplica á la boquilla *e*, calentada, el extremo *c* de un pequeño tubo calentado igualmente. Se extiende la soldadura calentándola sucesivamente por sus diferentes puntos, y soplando de cuando en cuando por la extremidad *d*. No es tan fácil soldar en este caso como en el anterior (§ 705), porque no puede hacerse girar el aparato en la llama para mantener con el mismo grado de calor todo el contorno de la soldadura.

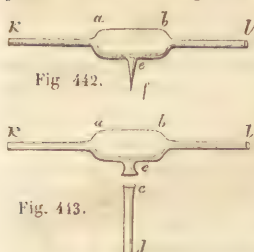


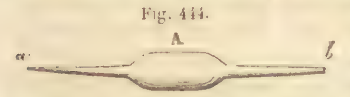
Fig. 442.

Fig. 443.

§ 707. Si se necesita formar una bola á la extremidad de un tubo de vidrio, se cierra este tubo á la lámpara, y manteniendo siempre la accion de la llama, se pega á dicha extremidad una masa de vidrio suficiente para formar la bola que se quiere soplar. Cuando está bien ablandada esta masa, se sopla ligeramente por el tubo á fin de extenderla poco á poco. Se calienta de nuevo, volviendo siempre el tubo entre los dedos, y soplando con suavidad, hasta que la bola adquiera las dimensiones convenientes, conservando una forma exactamente esférica.

Si la bola ha de tener dimensiones considerables, debiendo ademas hallarse á la extremidad de un tubo estrecho y de paredes delgadas, es mejor soplar la esfera por separado al extremo de un tubo mas fuerte y de mayor diámetro, y en seguida soldarla á la extremidad del tubo estrecho. Para esto se estira el tubo grueso entre dos puntas (fig. 444), segun se ha dicho (§ 704). Se cierra á la lámpara una de las extremidades *a*, y despues se calienta la parte A en la llama hasta que se ablande bien. Si la bola debe ser

Fig. 444.



muy grande, se refluye vidrio hácia la parte A, de modo que disminuya en longitud y aumente en espesor. Por último, se sopla por la extremidad *b*, haciendo girar el tubo entre los dedos, hasta que la bola tenga el tamaño que se desee. Si se prefiere la forma ovoidal á la esférica, se estira la bola en longitud al mismo tiempo que se sopla, y se suelda en seguida á la extremidad del tubo, del mismo modo que hemos descrito (§ 705). Pero como la bola queda aun terminada en punta, se quita esta, fundiéndola á la extremidad de la llama; despues se ablanda toda esta parte de la bola, y soplando suavemente, se la extiende para hacer que desaparezca la pequeña masa de vidrio. Las ampollas en que se ponen los líquidos volátiles que se someten al análisis se soplan del mismo modo (§ 275).

§ 708. Si hay que formar un embudo á la extremidad de un tubo, como se verifica en los tubos de seguridad, se suelda al extremo del tubo una bola estirada entre dos puntas (fig. 445), como se ha visto (§ 707); despues se quita la punta *ab* (fig. 446). Se calienta

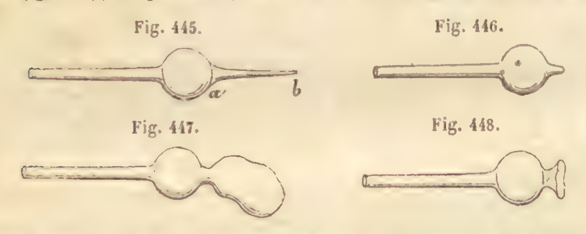


Fig. 445. Fig. 446. Fig. 447. Fig. 448.

toda la parte *a* de la bola, y cuando se ha ablandado lo bastante, se sopla con fuerza por el tubo, á fin de obtener en su extremo una ampolla irregular y muy delgada (fig. 447). Se rompe y se separa el vidrio con la lima (fig. 448), para formar un borde igual, que se ensancha en forma de boquilla con una varilla metálica (fig. 449).

Fig. 449.

Las ampollitas de vidrio en que se introducen cantidades determinadas de líquidos volátiles (§ 275), se forman como se ha visto (§ 707), con la sola diferencia de soplarlas en tubos estrechos y de paredes delgadas.

§ 709. Para romper con toda limpieza un tubo de vidrio en un punto determinado, se hace una rayita profunda con un pedernal ó con una lima triangular, muy fina, á la cual se ha sacado filo sobre una piedra arenisca por una de sus tres aristas. Se hace esfuerzo como para estirar el tubo por uno y otro lado de la señal marcada, y con esto se parte sin dificultad. Cuando el tubo es mas grueso será necesario, ademas del esfuerzo en sentido de su lon-

gitud, apoyarlo un poco lateralmente como si se le quisiera encorvar.

Si hay que desprender porciones mas gruesas y resistentes, como por ejemplo acortar el cuello de un matraz ó retorta, se hace con la lima una señal profunda, y se aproxima un carbon puntiagudo hecho ascua; se forma entónces una hendidura en el punto donde se hizo la señal, y para prolongarla por todo el contorno del cuello, no hay mas que colocar el carbon hecho ascua delante de ella y en la direccion en que se la quiere propagar.

Este procedimiento no da siempre buenos resultados cuando las piezas de vidrio son muy gruesas. En este caso se rodea el cilindro con dos bramantes fuertes, de modo que quede en medio de ellos la parte del cuello por donde se quiere determinar la rotura. Se arrolla por esta parte otro hilo fuerte, dejando libres sus extremos para poder tirar y producir una friccion rápida. Esta da lugar á un desprendimiento grande de calor; y dejando caer una gota de agua fria sobre el bramante que frota, el vidrio se parte ordinariamente segun la circunferencia calentada por el roce, quedando lisa y limpia su fractura.

Vidrios de colores y pintura sobre el vidrio.

§ 710. El vidrio disuelve la mayor parte de los óxidos metálicos, sin perder su trasparencia y tomando por lo regular colores muy hermosos. En esta propiedad se funda la fabricacion de los vidrios de colores. Si á la mezcla de que se forma el vidrio se incorpora una cantidad determinada de un óxido metálico, se obtiene por fusion un vidrio de color. Hay sin embargo óxidos metálicos cuyo empleo requiere ciertas precauciones.

El protóxido de hierro FeO da al vidrio un color verde intenso, verde botella. El sesquióxido de hierro Fe^2O^3 le tiñe de amarillo. El óxido de cobre CuO y el de cromo Cr^2O^3 producen hermosas tintas verdes, pero de matices diferentes. El óxido de cobalto CoO comunica un color azul, y el sesquióxido de manganeso Mn^2O^3 da el de violeta. Una mezcla de partes iguales de óxido de cobalto y óxido de hierro produce una coloracion roja, bellísima, pero tan intensa que el vidrio pierde completamente su trasparencia, si la proporcion de hidróxido de cobre llega á ser de algunas centésimas.

Se obtiene un vidrio de hermoso color de púrpura, mezclando una corta cantidad de óxido de estaño con cristal reducido á polvo muy fino, humedeciendo la masa con una disolucion de cloruro de oro, y fundiendo la mezcla en un crisol despues de bien seca.

Cuando el óxido metálico que debe dar el color es susceptible de desoxidarse en el horno, como sucede al sesquióxido de manganeso, se agrega á la mezcla un poco de nitro.

Se obtienen vidrios de muy buen amarillo, agregando negro de humo á la mezcla del vidrio blanco ordinario. Variando la proporcion de negro de humo, resultan matices mas ó menos vivos entre el amarillo claro y el amarillo purpúreo.

§ 714. Cuando se quieren obtener vidrios de colores claros empleando óxidos metálicos dotados de un poder colorante muy enérgico, no se logra fácilmente dar el tono que se desea echando en los crisoles de fusion la cantidad conveniente del óxido colorante. Se fabrican en este caso vidrios *plaqués,* es decir, vidrios que en la mayor parte de su espesor son incoloros, y solo tienen por una de sus caras una capa mas ó menos delgada de vidrio coloreado. Puede graduarse la intensidad del color, alterando convenientemente la relacion entre los espesores de las dos capas. Para fabricar este *plaqué* de vidrio se procede del modo siguiente : se ponen dos crisoles en el horno, uno lleno de vidrio incoloro y otro de vidrio coloreado. El operario coge con la extremidad de su caña una masa conveniente de vidrio incoloro, y cuando este principia á tomar consistencia, sumerge la masa en el vidrio coloreado, con lo cual fija una capa mas ó menos gruesa de este vidrio sobre la masa incolora. En seguida sopla el todo en forma de cilindros, que pasan á los hornos donde se extienden y templan (§ 696). Es claro que el interior de estos cilindros ha de quedar formado de vidrio incoloro, y su superficie de vidrio coloreado.

Para la pintura sobre el vidrio se emplean vidrios coloreados muy fusibles y reducidos á polvo impalpable. La composicion de estos vidrios varía con la naturaleza del óxido colorante. Generalmente se forman con una mezcla de 2 partes de cuarzo, $2\frac{1}{2}$ de óxido de plomo y 1 de óxido de bismuto; pero como ciertos óxidos colorantes son alterados por los de plomo y bismuto, se emplea en este caso una mezcla de 2 partes de cuarzo, $1\frac{1}{2}$ de borax fundido, $\frac{1}{4}$ de nitro, $\frac{1}{4}$ de carbonato de cal. Se incorpora á estas mezclas el óxido colorante, y se funde el todo en hornos de mufla. El vidrio obtenido se reduce á polvo impalpable, se le bate en pasta con trementina, y sin mas se tiene el color preparado, que se aplica con pincel. En seguida se calienta el vidrio pintado en una mufla, dándole el calor necesario para que se derrita el vidrio coloreado, pero insuficiente para producir la deformacion del que lleva la pintura.

Para formar el fondo de un cuadro sirven ordinariamente vidrios coloreados, y se pintan los contornos y sombras sobre una de sus

caras. Se ensemblan con arte los diversos pedazos por medio de tiritas de plomo, dando á los pequeños vidrios formas en armonía con el contorno de las figuras dibujadas. Se coloca al exterior la cara del vidrio sobre que se ha aplicado la pintura, de modo que en el interior se la ve por trasparencia.

Las cifras y divisiones que se ponen en los cuadrantes de esmalte, se aplican del mismo modo.

Análisis del vidrio.

§ 712. Supondremos que el vidrio sometido al análisis contiene, ó puede contener: sílice, potasa, sosa, cal, magnesia, alúmina, óxido de hierro, óxido de manganeso y óxido de plomo.

Se mezclan íntimamente 5 gramos de vidrio, reducido á polvo impalpable, con el triple poco mas ó menos de su peso de carbonato de sosa puro. Se pesa el vidrio, así como la mezcla con el carbonato de sosa, inmediatamente en el mismo crisol de platino. Se cubre este crisol con su tapadera, y se calienta sobre una lámpara de alcohol de doble corriente, hasta que se derrita todo el carbonato de sosa. Conviene para esto rodear el crisol de un tubo ó pequeña chimenea de palastro que le exceda en algunos centímetros de altura, no solo con el objeto de que la llama envuelva al crisol por todas partes, sino tambien de aumentar el tiro. Se mantiene fundido el carbonato de sosa 20 minutos lo menos, y en seguida se deja enfriar. Si las paredes del crisol son delgadas, basta oprimirlo un poco con los dedos para que se separe del fondo el boton alcalino. Se recibe este en una cápsula de porcelana que contenga cierta cantidad de agua, y se cubre con un embudo invertido. Se lava el crisol repetidas veces con agua acidulada por ácido nítrico, y se van echando en la cápsula estas aguas de locion, que disuelven con efervescencia el boton alcalino. Las paredes del embudo impiden que se pierda materia por la proyeccion que ocasionan las burbujas gaseosas al reventar en la superficie del líquido. A lo último se acidifica la disolucion con un exceso de ácido nítrico, y se evapora hasta sequedad á un fuego regular y moderado. Sobre la materia desecada se vierte agua caliente acidulada por ácido nítrico; se deja digerir en caliente por algun tiempo, y despues se dilata con agua la disolucion. Todos los óxidos metálicos se disuelven: únicamente la sílice queda como residuo insoluble. Se la recoge sobre un filtro, se lava y despues de calcinada se pesa.

Se hace pasar por el líquido una corriente de hidrógeno sulfurado, que precipita al plomo en estado de sulfuro. Hácia lo último se calienta hasta la ebullicion, manteniendo la corriente de hidró-

geno sulfurado, á fin de facilitar el depósito del sulfuro. Se recoge el sulfuro de plomo sobre un filtro, y despues de bien lavado se quema el filtro en un crisol de platino. Se rocía la materia con ácido nítrico, mezclado á un poco de ácido sulfúrico, para trasformarla en sulfato de plomo, y se calcina hasta el rojo. El peso del óxido de plomo se deduce, por cálculo, del peso del sulfato de plomo obtenido.

En seguida se vierte en la disolucion sulfhidrato de amoniaco, que precipita la alúmina y los sulfuros de hierro y manganeso. Se vuelve á disolver este precipitado húmedo en el ácido clorhídrico, y se separan los tres óxidos por el procedimiento descrito (§ 667).

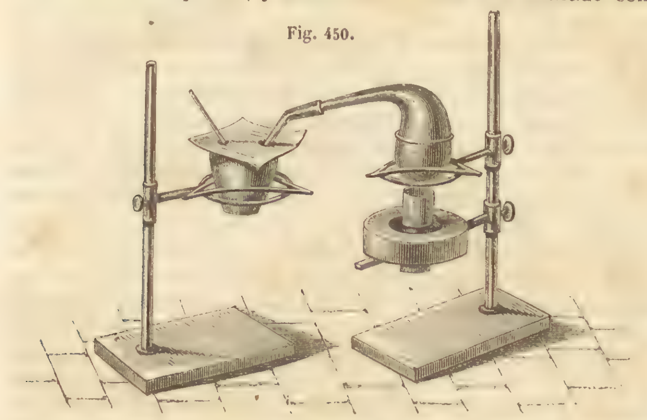
Solo quedan en disolucion la cal, la magnesia y las sales alcalinas. Se hace hervir para desalojar el exceso de sulfhidrato de amoniaco, y pasado algun tiempo se echa ácido clorhídrico, con objeto de descomponer el sulfhidrato que queda todavía. Finalmente, se satura con un exceso de amoniaco, y se vierte oxalato de amoniaco, á fin de precipitar la cal en estado de oxalato de cal; la magnesia no se precipita, por impedirlo la presencia de las sales amoniacales (§ 596).

Se concentra el líquido por evaporacion, se agrega un exceso de carbonato de sosa, y se evapora completamente hasta sequedad para descomponer las sales amoniacales, y desalojar al amoniaco en estado de carbonato: despues se trata por el agua, que deja la magnesia formando un carbonato insoluble.

§ 713. En el análisis que acabamos de describir hemos determinado sucesivamente las proporciones de las diversas sustancias que constituyen el vidrio, á excepcion de los álcalis; que deben determinarse por una operacion especial. Se ataca el vidrio por el ácido fluorhídrico, que le disuelve completamente. Puede emplearse con este objeto una disolucion de ácido fluorhídrico, que se prepara á parte; pero como no es fácil conservar esta disolucion en vasos que no sean atacados, se prefiere preparar cada vez la cantidad de ácido necesaria para un análisis. Sirve á este fin una retortita de platino formada de dos piezas (fig. 450). Se coloca en ella el espato fluor pulverizado finamente, y el ácido sulfúrico. Por separado se ponen 5 gramos de vidrio, en polvo impalpable, en un crisol de platino; se agrega ademas cierta cantidad de agua, y se tapa con una hoja de platino que tiene dos agujeros: uno para dejar pasar el cuello de la retorta, y el otro, mas estrecho, para introducir un hilo de platino, aplastado en forma de espátula por su extremidad inferior, y que sirve para remover la materia del crisol. Se calienta suavemente la retorta: el ácido fluorhídrico se disuelve en el agua del crisol, ataca la materia vítrea, y se desprende mu-

cho fluoruro de silicio. Se revuelve de cuando en cuando la materia con la pequeña espátula, y cuando el vidrio ha sido atacado com-

Fig. 450.



pletamente, se calienta con suavidad el crisol, para que se marche el exceso de ácido y se evapore el agua; se vierte luego sobre el residuo ácido sulfúrico, que desaloja completamente al ácido fluorhídrico, y trasforma todos los óxidos en sulfatos. Cuando la mayor parte del ácido sulfúrico ha sido expulsada por el calor, se trata la materia por el agua, que deja por residuo sílice y óxido de plomo en estado de sulfato. Se filtra el líquido y se vierte en él un exceso de carbonato de amoniaco, que precipita la alúmina, la cal, los óxidos de hierro, una parte del óxido de manganeso y de la magnesia. Se echa un poco de hidrosulfato de amoniaco para acabar de precipitar al manganeso. El líquido filtrado no contiene mas que las sales alcalinas, un poco de magnesia y las sales amoniacales; se evapora hasta sequedad, se calcina el residuo al rojo fuerte, y se pesan las bases alcalinas en estado de sulfatos. Se desprecia por el pronto la magnesia, que solo se determina al fin del análisis; se separa la potasa por medio del percloruro de platino (§ 534), y se saca por diferencia la dósis de la sosa.

Pero es necesario buscar la magnesia en el líquido que queda despues de la precipitacion del cloruro doble de potasio y platino. Se precipita el platino por el hidrosulfato de amoniaco, y se evapora el líquido filtrado agregándole un exceso de carbonato de sosa. Tratando el residuo por el agua, se separará el carbonato de magnesia. Podríamos tambien precipitar esta base por el fosfato de amoniaco (§ 599).

VIDRIADO.

§ 714. Se da el nombre de *vidriado* á todos los objetos fabricados con tierra arcillosa, y que han adquirido por la coccion cierto grado de consistencia. El arte de fabricar el vidriado ha recibido el nombre de *arte cerámico*, y las pastas terrosas que se emplean en su elaboracion se han llamado *pastas cerámicas*. La base de todas ellas es la arcilla, que hemos dicho goza en eminente grado de propiedad plástica. Reducida á pasta consistente con el agua, puede amasarse y recibir todas las formas imaginables. Cuando por efecto de su desecacion al aire ha adquirido mayor consistencia, se deja trabajar á torno, y labrar con útiles cortantes. Por último la coccion le da una dureza suma. Estas diversas propiedades hacen de la arcilla un material muy precioso para formar toda especie de vasos.

La arcilla cocida, ó solamente desecada, se pega con fuerza á la lengua: esta propiedad física es debida á que la materia se halla atravesada en todo su espesor por una porcion de canales capilares, que absorben vivamente el agua de que está mojada la lengua. Esta misma porosidad es tambien la causa de que los vasos de arcilla cocida dejen pasar el agua por las paredes que los forman; siendo preciso, para hacerlos impermeables, cubrirlos de un barniz ó *baño*. En el vidriado fino, como la porcelana, este baño se forma siempre de una materia vítrea, cuya composicion es muy análoga á la sustancia misma de la pasta; debe ser poco fusible, aunque la temperatura de su fusion no ha de ser sin embargo inferior á la que determina la deformacion del vaso. El baño que se da á la pasta se incorpora de tal modo con ella, que no es posible distinguir la separacion, cuando se rompe un pedazo de porcelana cocida. Mas para obtener este resultado es indispensable la intervencion de una temperatura sumamente elevada, es preciso quemar mucho combustible; por manera que no pueden aplicarse semejantes baños sino á los objetos de vidriado fino que tengan gran valor en la sociedad. El baño del vidriado comun es mucho mas fusible.

El vidriado fino, tal como la porcelana, se fabrica con materias escogidas, que se preparan con mucho esmero. Estos objetos quedan incoloros despues de la coccion, de suerte que el barniz puede conservar su trasparencia. Por el contrario, el vidriado comun se hace con arcillas impuras, regularmente muy cargadas de ocre, y por lo mismo mucho mas abundantes en la naturaleza que las arcillas puras é incoloras. Los vasos de esta clase adquieren por la coccion una tinta roja, y para cubrirla les dan un barniz opaco, ó de

color muy intenso. En todo caso nunca queda incorporado el barniz con la materia del vaso, y forma una capa distinta que se percibe claramente en las fracturas.

La arcilla pura forma con el agua una pasta eminentemente plástica, y muy fácil de trabajar, pero se contrae sobre manera por la coccion, siendo difícil evitar que los vasos se rajen y deformen al fuego, y queden por consecuencia inútiles. Para obviar este inconveniente, se agrega á la arcilla otra materia, que se llama *cimento*, y que tiene por objeto hacerla menos grasa ó *desengrasarla*. En el vidriado comun, el cimento suele ser arena cuarzosa, mas ó menos cargada de óxido de hierro; tambien se emplea ladrillo molido, y en general una tierra cocida, reducida á polvo. La incorporacion de estas materias disminuye mucho la propiedad plástica de las pastas, hace mas difícil su trabajo y les da mayor porosidad. Es por lo tanto mas necesaria en este caso la capa exterior, si el vaso ha de ser, como se supone, impermeable á los líquidos.

Cuando se mezcla íntimamente con la arcilla una sustancia que, á la temperatura á que se cuecen los objetos terrosos, experimenta un principio de fusion, se obtiene una materia que queda traslúcida despues de la coccion, sin que el vaso haya sufrido deformacion alguna. Esta última circunstancia es debida á que la arcilla no se ablanda lo suficiente á dicha temperatura, que únicamente determina la fusion de la materia que se incorporó. Es el mismo fenómeno que se verifica cuando se funde cera sobre un papel, poniendo debajo de este un hierro caliente : el papel adquiere traslucencia despues de solidificada la cera. Agregándose la pasta por la coccion se hace dura y compacta; y ciertamente, sin necesidad de baño, quedaria impermeable á los líquidos, pero por lo regular se aplica este para dar al vaso mejor aspecto y destruir la rugosidad y asperezas de su superficie. La materia vitrificable que se añade suele ser feldspato, pero tambien se emplea la cal que, combinándose con parte de la arcilla, forma un silicato doble de alúmina y cal, mas fusible que el silicato simple de alúmina. El óxido de hierro produce el mismo efecto, aunque solo puede emplearse en el vidriado mas comun, porque da color á la pasta. La proporcion de materia vitrificable que se mezcla á la arcilla, no debe ser muy considerable, pues disminuye mucho la plasticidad de la pasta, y la hace por consiguiente mas difícil de trabajar.

§ 715. Dividiremos en dos grandes clases los objetos que se fabrican con pastas terrosas : la primera comprenderá todos aquellos cuya pasta se ablanda por la coccion, y se hace de este modo com-

pacta é impermeable á los líquidos: las diversas especies de porcelana, y el vidriado de arcilla arenácea corresponden á esta clase. En la segunda entrarán todos los demas, cuya pasta queda porosa despues de la coccion; como la loza y vidriado comun, á que vulgarmente llaman *tierras cocidas*.

VIDRIADO CUYA PASTA SE HACE COMPACTA POR LA COCCION.

§ 716. Trataremos en primer lugar de la porcelana, que es la mas hermosa de todas las especies de vidriado, y la que exige mas esmero en su fabricacion.

Porcelana.

§ 717. La arcilla que se emplea en la fabricacion de la porcelana, es la llamada *kaolin,* sustancia perteneciente á rocas ígneas, primitivas en su orígen, pero cuya formacion en el terreno que ocupan puede ser reciente. El kaolin proviene siempre de la descomposicion de una roca feldspática; en lo general debe su orígen á granitos muy ricos de feldspatos, á veces á los pórfidos y con menos frecuencia á las traquitas. El feldspato de estas rocas ha experimentado una alteracion mas ó menos profunda: en algunas el silicato de potasa desaparece enteramente, y en otras se conserva todavía, aunque en corta cantidad. Estas últimas suelen contener en medio de su masa terrosa fragmentos de feldspato no alterado, que dan mayor fusibilidad á la materia. Es necesario separar estos fragmentos, como igualmente los granos cuarzosos. Para esto se deslíen las materias en agua, lo cual es fácil en razon á que el kaolin es casi siempre muy friable; pero si ocurriera lo contrario, habria que molerlo de antemano, ya por la percusion, ya con muelas verticales. Se agrega agua y se remueve bien la materia con paletas movidas por una máquina: las partes mas gruesas bajan al fondo de la cuba. Se decanta la papilla que resulta á una segunda cuba situada debajo de la primera, y se la deja en reposo algunos instantes, para que se depositen los pequeños granos cuarzosos ó feldspáticos; se la pasa despues á otra tercera cuba colocada á nivel mas bajo que la segunda, y en la cual despues de permanecer mucho tiempo las aguas turbias, depositan toda la arcilla que tienen en suspension; por último se decanta el agua clara, y se deseca el lodo arcilloso que queda en el fondo de la cuba.

Este lavado sistemático (*levigacion*), mediante el cual se purifica el polvo de una materia y se le reduce á un grado de tenuidad suma, es de un uso muy frecuente en todas estas fabricaciones.

El kaolin de Saint-Yrieix, cerca de Limoges, que es el que emplean casi exclusivamente en las fábricas de porcelana de Francia, presenta por término medio la composicion siguiente, despues de lavado como acabamos de indicar:

Sílice	48,00
Alúmina	37,00
Potasa	2,50
Agua	12,50
	100,00.

El kaolin lavado de Morl, cerca de Halle en Sajonia, que se emplea en las fábricas de porcelana de Berlin, y que proviene de la descomposicion de un pórfido cuarcífero, contiene despues de calcinado:

Sílice	71,42
Alúmina	26,07
Peróxido de hierro	1,93
Cal	0,13
Potasa	0,45
	100,00.

Es fácil reconocer con una lente que este último kaolin no es homogéneo, y que contiene gran proporcion de partículas siliceosas puras. Basta mezclarle cierta cantidad de feldspato reducido á polvo fino, para hacer de él una buena tierra de porcelana.

Al contrario, el kaolin de Saint-Yrieix debe ser mezclado con arena cuarzosa, reducida á polvo impalpable, y con cierta proporcion de carbonato de cal. En la fábrica de porcelana de Sèvres, junto á Paris, se emplean las dósis siguientes segun la calidad de porcelana que se quiere obtener:

	Pasta para vajillas.	Pasta para escultura.
Kaolin lavado	64,0	62,0
Creta de Bougival	6,0	4,0
Arena de Aumont	20,0	17,0
Arena feldspática	10,0	»
Feldspato cuarzoso	»	17,0
	100,0	100,0.

§ 718. El feldspato y el cuarzo que han de mezclarse á la arcilla, deben experimentar repentinamente el calor y frio para que sean mas quebradizos, y con este objeto se les calienta hasta el calor rojo

y se echan en agua fria. Se les reduce á polvo impalpable con muelas verticales giratorias, y despues se separan por lavados ó levigacion los granos mas gruesos.

Se mezclan la pasta del kaolin y la del cuarzo ó feldspato, ambas húmedas como salen de los lavados, procurando que la mezcla sea lo mas íntima posible. Se desecan en seguida las pastas, á fin de reducirlas á un grado de consistencia conveniente para su labor ulterior. Se obtiene esta desecacion, ya comprimiendo por medio de una prensa la papilla líquida, puesta en sacos de lienzo tupido, ya calentándola en hornos particulares, ó en fin dejándola abandonada en cajas ó recipientes de yeso, cuyas paredes porosas facilitan la evaporacion del agua.

La pasta que ha tomado mas consistencia debe ser amasada, batida y estrujada mucho tiempo, á fin de que la mezcla adquiera perfecta homogeneidad en todas sus partes, para lo cual un hombre la pisa con los piés desnudos. Algunas veces se bate tambien con mazos de madera, dando ántes á la pasta la forma de bolas. No debe considerarse el barro como bien trabajado, hasta tanto que deshaciéndolo con los dedos se observe que no contiene burbujas de gas.

Estas diversas operaciones mecánicas exigen del que trabaja mucho cuidado y limpieza, evitando sobre todo que el polvo ó materias orgánicas se incorporen con la pasta. Bastaria en efecto la presencia de un cabello para que se desgraciara completamente un objeto de porcelana: la materia orgánica se descompone por el color, y el gas que desprende produce vientos y hendiduras en la pasta.

La mezcla preparada de este modo puede ya servir para la fabricacion de la porcelana, pero se ha visto que ganaba mucho en calidad cuando se la dejaba abandonada durante muchos años en sótanos húmedos. En este caso experimenta propiamente una putrefaccion, pues se ennegrece por su interior y desprende un olor sensible de hidrógeno sulfurado. La materia orgánica que existe en muy pequeña cantidad en la pasta, se destruye por una combustion espontánea, bajo la influencia del aire húmedo; obra al mismo sobre algunas reliquias de sulfatos que igualmente contiene, y los trasforma en sulfuros que, convirtiéndose en carbonatos á expensas del ácido carbónico del aire, desprenden hidrógeno sulfurado.

§ 719. Preparado el barro, se principia su elaboracion amansándolo de nuevo con las manos, y comprimiéndolo enérgicamente, para lo cual le dan la forma de bolas, que arrojan con fuerza contra la mesa en que se ejecuta el trabajo. De este modo se desprenden

las burbujas de gas que se han formado en la pasta durante su putrefaccion.

Para labrar las piezas se usan varios procedimientos, entre los cuales distinguiremos los siguientes:

1° El trabajo en el torno de alfarero;

2° El vaciado por impresion;

3° El vaciado propiamente dicho.

El torno de alfarero (fig. 451) se reduce á un eje vertical que

Fig. 451.

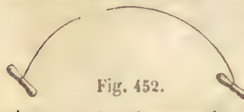


por su parte inferior va unido invariablemente á un disco grande de madera, concéntrico, y que el operario hace girar con el pié. A la extremidad superior de este eje hay fijo un segundo disco de diámetro mas corto, y sobre el cual se coloca la pasta que se trabaja. El obrero sentado en su banco pone en el centro del disco superior cierta cantidad de barro, da movimiento al torno con el pié, y tornea la pasta con los dedos. Cuando las dimensiones de la pieza son algo considerables, sobrepone nueva cantidad de barro á la primera, y continúa así hasta completar la figura del objeto. Se sirve generalmente de un patron y otras varias medidas para guiarse

en la configuracion de las piezas. La figura 451 indica esta primera labor, que ejecuta el operario representado en primer término.

De este modo deja en bosquejo la figura del objeto que se quiere labrar, pero en tal estado no puede someterse á la coccion, porque su forma no es bastante regular y es menester acabarla á *torno;* lo cual se practica con frecuencia en el mismo torno de alfarero. El objeto esbozado á mano se deja secar por algun tiempo, á fin de que adquiera consistencia, y despues se coloca en el torno, sobre el cual se le desbasta y rae análogamente á lo que se ejecuta con la madera, dándole así contornos muy puros, y el espesor que debe tener. Se ve en segundo término de nuestra figura al obrero ocupado en concluir un vaso á torno. Las virutas y demas desperdicios que resultan de esta operacion, se mezclan con la pasta fresca, á la cual comunican propiedades particulares.

§ 720. Estas operaciones suelen abreviarse mucho, combinándolas con el vaciado por impresion, que vamos á describir ligeramente, sirviéndonos de ejemplo la fabricacion de un plato. El obrero coloca sobre el disco superior del torno una cantidad conveniente de barro, que amolda entre sus dedos dándole la forma de un vaso cilíndrico de poca altura, encorva hácia la parte exterior los bordes superiores de este vaso, y le da toscamente la forma de un plato. Detiene entónces el torno, y con un alambre (fig. 452) corta la base del plato, y la desprende de la plataforma del torno. Pone á secar este plato para que se endurezca algun tanto, y lo coloca en seguida sobre un molde de yeso (fig. 453), que presenta en


Fig. 452.

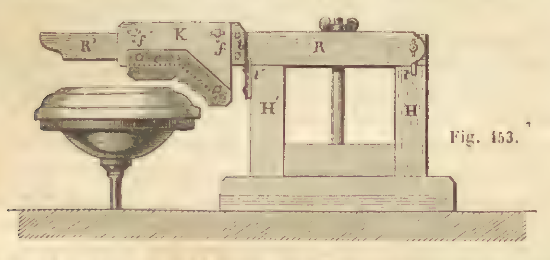


Fig. 453.

relieve la forma que debe tener el interior del plato. Comprime fuertemente la pasta contra el molde, para que tome exactamente la estampa de este; y dándole luego un movimiento circular concéntrico, la somete al corte de una especie de cuchilla de laton ó mejor de acero *c*, que presenta un medio perfil de la superficie

exterior del plato. Hace bajar poco á poco esta cuchilla, hasta tallar casi completamente el plato, deteniéndose cuando este queda reducido al espesor conveniente: para obtener este límite se guía por las marcas que lleva la pieza á que se asegura la cuchilla. En otras fábricas el operario prepara simplemente una placa de pasta, con el grueso que convenga, y la comprime con una esponja sobre el molde de yeso (fig. 453), terminando despues la labor del plato por medio de la cuchilla, segun acabamos de explicar.

§ 721. Para vaciar una pieza se pone la pasta cerámica en el molde cuya figura debe tomar. Estos moldes, formados siempre de una materia absorbente, que por lo regular es el yeso, se construyen con un modelo ó macho, unas veces de yeso, otras de tierra, y aun de metal cuando deba servir para formar un gran número de moldes. En muchos casos el molde se compone de diferentes piezas, que se separan para sacar el objeto fabricado, y se mantienen hasta entónces en una especie de estuche de yeso, moldeado tambien exteriormente, y que se llama *capa*. Como la pasta cerámica se contrae algun tanto á consecuencia de la absorcion del agua por las paredes porosas del molde, puede sacarse sin dificultad el objeto vaciado, siempre que los relieves de aquel estén combinados en tal disposicion que no formen obstáculos por sí mismos. Se separan con una herramienta cortante los filetes salientes, que corresponden á las uniones de las diferentes piezas. Estas líneas de separacion deben distribuirse con arte, de modo que no caigan en los puntos mas visibles, pues con frecuencia son bastante aparentes en las piezas cocidas.

Los moldes que han de servir para vaciar objetos redondeados en todo su contorno, por ejemplo asas y columnas, se componen de dos partes iguales que se aplican exactamente una sobre otra. Se vacía por impresion en cada una de estas partes la mitad de la pieza, y miéntras la pasta se conserva aun bastante blanda para pegarse fácilmente, se reúnen las dos mitades del molde. Se aguarda algunos instantes á que la pasta se haya desecado algo, por efecto de la absorcion del agua, debida á las paredes porosas del molde, y despues se separan las dos mitades. Se saca el objeto, y se quitan los costurones que quedan en sentido de las líneas de separacion del molde.

§ 722. Para reunir entre sí las diferentes piezas que deben formar la figura completa de un objeto, no se espera ordinariamente á que estas piezas estén muy secas; se trazan sobre el pedazo mayor las superficies de aplicacion de la pieza que ha de juntarse, y se hacen en ellas diferentes rayas cruzadas, para que

resulten ásperas y rugosas; despues se aplica con pincel una papilla espesa, formada de pasta cerámica desleida en agua, y se pega con prontitud la pieza, que se adhiere bastante bien. Se necesita un obrero muy adiestrado y que sepa ejecutar este trabajo con todo el esmero posible. En efecto las pastas cerámicas, trabajadas á torno, experimentan una contraccion en el sentido del movimiento circular que se les da, y tambien segun la direccion en que se comprimen. Cuando se cuecen estas piezas se contraen circularmente sobre sí mismas; y el asa de un vaso, por ejemplo, que ha sido aplicada con toda exactitud segun la vertical, toma una posicion inclinada sobre la pieza cocida. Será necesario, pues, para obtenerlas verticales despues de la coccion, pegar las piezas crudas segun una direccion algo inclinada, que compense el efecto de este movimiento de torsion. La inclinacion que conviene dar á la pieza aplicada, depende de su longitud y hasta cierto punto de la forma del vaso. Un buen operario sabe precaver todos estos efectos.

§ 723. Se fabrican ciertas piezas de forma particular por vaciado propiamente dicho. Si se vierte en un molde de yeso poroso una papilla líquida de pasta cerámica, el molde absorbe una porcion del agua de esta papilla, y la pasta forma una capa adherente en la superficie interior del molde. A los 4 ó 5 minutos, se hace salir la papilla que se conserva líquida; la capa adherida al molde, en un espesor de 2 ó 3 milímetros, adquiere mas consistencia por efecto de la absorcion debida á las paredes. Pasados algunos minutos, esta capa se seca lo suficiente para poder obrar como materia absorbente sobre nueva cantidad de pasta líquida; de manera que llenando otra vez el molde, se formará una segunda capa de pasta, que se adherirá fuertemente á la primera; y continuando así, podrá darse á las paredes del objeto el espesor conveniente.

Fig. 454. Fig. 455.

Este procedimiento es el que se emplea para fabricar los tubos y retortas de porcelana, de tan frecuente uso en nuestros laboratorios, é igualmente otras muchas piezas huecas, como picos para los servicios de té y café, etc. Daremos un ejemplo de esta fabricacion describiendo la de un tubo de porcelana. El molde se forma de dos partes iguales (fig. 454) que presentan una media caña ó canal cilíndrica, terminada por dos canalitas *a* y *b*. Se reúnen estas dos partes del molde, por medio de abrazaderas y

tuercas *l*, *l* (fig. 455); y se obtiene un hueco cilíndrico con una abertura en cada extremo. Se pasa por cada parte del molde un pincel ó brocha mojada en una papilla muy clara de pasta, á que los Franceses dan el nombre de *barbotina*, y se ajustan las dos partes.

La papilla que se emplea para este vaciado se halla contenida en una cubeta con una espita en su parte inferior; debajo de esta hay otra cubeta, que tiene un puente de madera con un cono de cuero en su medio, sobre el cual se coloca la abertura inferior del molde, de modo que queda cerrada exactamente: la abertura superior se halla así debajo de la espita. Abriendo la llave, el canal del molde se llena de papilla, pero como el agua de esta es absorbida en parte por las paredes porosas, el nivel baja con prontitud. Se restablece con nueva cantidad de masa líquida; se levanta el molde del tapon que le cierra por la parte inferior, con lo cual sale la papilla que no ha quedado adherida. Como la capa pegada á las paredes no tiene aun el espesor suficiente, se abandona el molde á sí mismo por algunos minutos, es decir, el tiempo necesario para hacer el mismo vaciado en otros cuatro moldes; se le llena nuevamente, pero despues de volver lo de arriba abajo. Si el tubo no hubiese adquirido el espesor necesario, se procede á un tercer vaciado invirtiendo otra vez el molde. A las 3 ó 4 horas se separan las dos mitades de este, se saca el tubo, y con una herramienta cortante se quitan las rebabas que quedan en sentido de las líneas de separacion.

§ 724. Los objetos de porcelana fabricados por estos diversos procedimientos se sujetan á una primera coccion, que los reduce al estado de *biscocho*. Por esta coccion se desecan completamente y adquieren cierta consistencia, pero la materia queda todavía muy porosa. En tal estado se les da el *baño*, y despues la coccion definitiva, ó *gran fuego*.

Hemos indicado (§ 714) la utilidad del baño, cubierta ó barniz que se da á la porcelana, y tambien las condiciones á que debe satisfacer. Hemos dicho que la materia del baño debe poseer cierta afinidad con la pasta cerámica, á fin de que se extienda igual y completamente sobre las piezas, sin dejar á descubierto parte ninguna; con todo es menester que esta afinidad no sea tan fuerte, que la materia del baño pueda penetrar en la pasta, y quedar sin el suficiente espesor en la superficie. Este baño debe ser mas fusible que la pasta cerámica, pero no conviene tampoco que su fusibilidad sea excesiva, pues si se derritiera ántes que la pasta se hubiera cocido, se introduciria en ella alterándola notablemente. Falta por último otra

condicion, y es una de las mas difíciles de satisfacer en todos los vidriados, á saber, que el barniz presente con corta diferencia la misma dilatabilidad que la pasta, pues sin esto dicho barniz se hendiria en todos sentidos.

El baño que se da á la porcelana de Sèvres lo forma una roca feldspática, mezclada con cierta cantidad de cuarzo, sin incorporacion de ningun otro cuerpo, y eligiendo solamente una roca mas ó menos cargada de cuarzo, segun se quiera que la cubierta sea mas ó menos fusible.

Este baño se aplica ordinariamente *por inmersion*. Molida la roca por medio de muelas verticales, y reducida por lavados á un grado sumo de division, se deslíe en agua acidulada con un poco de vinagre, pues este ácido se opone muy eficazmente á la precipitacion de la materia pulverulenta. Esta papilla clara, que tambien llaman *barbotina,* se coloca en cubas. El operario sumerge rápidamente, con destreza y precaucion, la pieza que se trata de barnizar: esta absorbe el agua en virtud de su porosidad, y la materia vitrificable que el agua tenia en suspension se deposita sobre su superficie. Por esta operacion rápida y sencilla, la pieza se cubre de una capa de materia vitrificable, que tendrá el espesor proporcionado si la cantidad de agua que entra en la composicion del baño era la conveniente, y la inmersion ha durado el tiempo necesario. Por otra parte el espesor de la materia depositada será igual en toda la superficie, si todas sus partes han estado sumergidas el mismo tiempo. Si quita el baño con una lámina y un pedazo de fieltro, de aquellas partes que no lo deben llevar. Es claro que quedarán sin él los puntos por donde el operario tiene cogida la pieza, y será necesario aplicarlo con pincel.

Para que la porcelana en estado de biscocho pueda adquirir el baño que se le da, es condicion indispensable que su superficie esté bien limpia y se halle despojada de toda materia grasa: por esta razon el operario debe evitar el tocarla con las manos. Se saca partido de esta propiedad para impedir que ciertas partes tomen el baño, y con este objeto se las cubre de uná sustancia grasa, que ordinariamente es una mezcla de cera y sebo. Por último, cuando se quiere que una pieza, ó una parte suya, sea bañada en un punto mas que en otro, se la humedece mas ó menos con un pincel mojado de agua, ántes de aplicarle la capa vitrificable: esta se deposita en menor cantidad sobre los puntos mas húmedos, porque disminuye en ellos la accion absorbente de la pasta.

El baño por inmersion solo es aplicable á las pastas porosas, como las que se encuentran en estado de biscocho; pero si las pie-

zas ya no presentan una porosidad suficiente, por haber sido preciso cocerlas á una temperatura elevada, se les dará con pincel ó rociándolas.

§ 725. Los hornos en que se cuece la porcelana se componen de dos ó tres pisos. En el superior, donde la temperatura es menos elevada, se da á las piezas la primera coccion, y en el inferior ó en los dos inferiores, si el horno consta de tres pisos, se verifica la coccion definitiva de la porcelana barnizada.

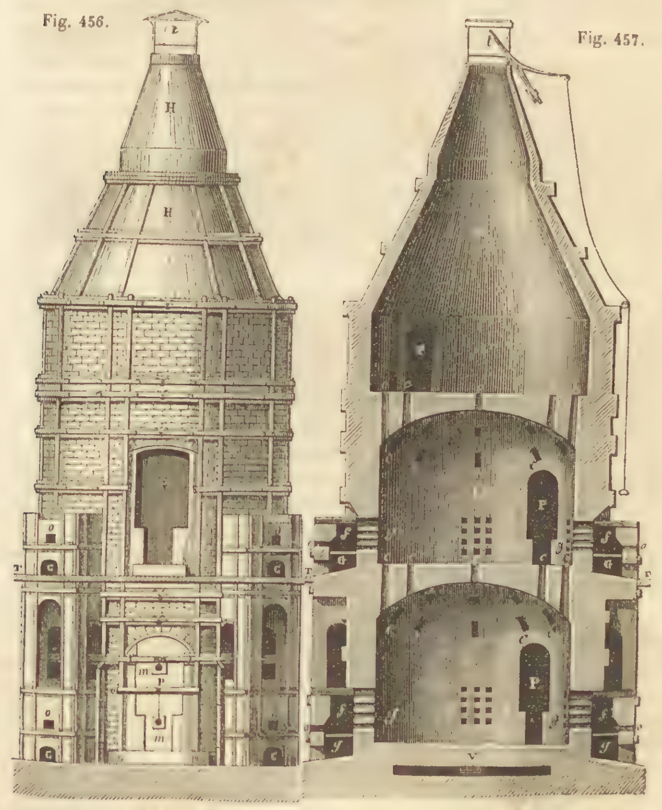


Fig. 456. Fig. 457.

Las figuras 456 y 457 representan un horno de porcelana de tres pisos, de la fábrica de Sèvres. La figura 456 es la vista exterior del horno, y la 457 representa un corte vertical por el eje. Los pisos

L, L′, que sirven para la coccion definitiva, se calientan cada uno por cuatro fogones laterales *f*, adosados á la pared exterior, y formados de una cuba rectangular con su emparrillado correspondiente en la parte inferior. La llama penetra por los conductos rectangulares *g*, practicados en la pared del horno. Los ceniceros pueden cerrarse exteriormente, así como las aberturas *o*. Dispuesta la porcelana en el horno, del modo que vamos á indicar, se ponen algunas brasas sobre el emparrillado, y por encima pedazos menudos de leña, cerrando en seguida la portezuela del cenicero. El tiro del aire se establece por el horno mismo, que hace las veces de chimenea; el aire fresco penetra por la abertura superior *o* del fogon, que queda abierta. La corriente de aire y la llama pasan desde el piso inferior hasta el superior L″, donde se reducen las piezas á biscocho, penetrando por los agujeros *c* practicados en las bóvedas, y salen en fin por el cañon *t*, que tiene su registro para regular el tiro. El combustible que se quema es de álamo blanco y abedul. No ha correspondido el empleo de la ulla, á lo menos para la porcelana fina; pues su fuego es demasiado fuerte delante de las aberturas *g*, siendo difícil con esta clase de combustible obtener una temperatura uniforme en cada uno de los pisos del horno. Ademas produce llama fuliginosa, que ejerce perniciosa influencia sobre las piezas, las cuales adquieren una tinta amarilla y pierden mucho de su valor.

La fábrica del horno es de ladrillo refractario, y se refuerza exteriormente con un armazon de hierro, que se ve representado en la figura 456. Cada piso tiene una gran puerta por donde se introduce la carga, y que se cierra durante la coccion con una pared de ladrillo. En esta pared provisional se practican varias aberturas *m* (fig. 456), por las cuales se introducen pequeñas placas de porcelana barnizada, llamadas *muestras*, que se sacan cuando se quiere, y sirven para juzgar del estado de la coccion.

§ 726. Las piezas de porcelana no pueden quedar descubiertas en el horno, pues las cenizas que arrastra en cantidad considerable la corriente del aire calentado se pegarian al banriz fundido. Ademas es necesario que las piezas no se toquen en ningun punto, porque se soldarian inevitablemente unas á otras. Se hace forzoso por consecuencia encerrar cada pieza en un vaso ó caja particular de forma análoga á la de la pieza.

Estas cajas ó estuches se fabrican con arcilla refractaria, debiendo ser menos fusibles que la porcelana, y de pasta tosca, á fin de que puedan resistir sin romperse la accion inmediata y desigual del fuego, y quedar en estado de servir repetidas veces. Se

emplean para su fabricacion arcillas plásticas purificadas, por lavados hechos con todo esmero, de los granos cuarzosos, calizos, y de las piritas. Se agrega á estas arcillas una proporcion mas ó menos considerable de desperdicios ó pedazos de vasos de la misma especie, despues de reducidos á polvo impalpable. Esto es lo que constituye el cimento. En Sèvres emplean generalmente 40 partes de arcilla plástica lavada y 60 partes de cimento.

La fabricacion de estas cajas se ejecuta del mismo modo que la de las piezas, aunque mas toscamente. La pasta formada de arcilla y cimento, despues de bien batida, se labra en el torno de alfarero y se tornea en seguida, pero sin darle mas que una primera mano. Por lo regular estas cajas se componen de dos piezas: una cubierta exterior, ordinariamente cilíndrica, y un fondo plano sobre el cual asienta el vaso de porcelana; aunque tambien presentan formas muy variadas segun la naturaleza de las piezas. La figura 458 representa la disposicion de una pila de platos: se ve que cada caja se compone de dos partes, de un cilindro exterior *t*, y de un fondo *i*, de forma semejante á la del plato *a* que sobre él descansa. Todas estas cajas se hallan dispuestas unas encima de otras, formando una pila perfectamente vertical.


Fig. 458.

La disposicion de las piezas en el interior del horno exige de parte del operario el mas minucioso cuidado; debe meter en cada hornada el mayor número posible, sin tapar los agujeros de las bóvedas, y espaciando las pilas lo necesario para la buena distribucion de la llama en el interior del horno. Cerca de las aberturas *g* coloca las piezas que por su espesor y naturaleza particular requieren mayor temperatura para su coccion.

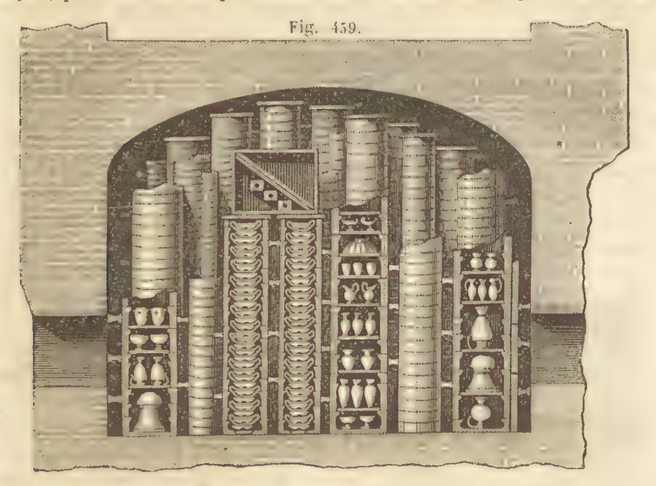
§ 727. La figura 459 da una idea clara y distinta de la disposicion que tienen las piezas en el interior de un horno: se suponen cortadas algunas cajas, para hacer ver cómo están colocados en ellas los diferentes objetos de porcelana.

Aunque nunca se barnizan las partes de las piezas por donde deben descansar en sus apoyos, sin embargo la pasta de la porcelana podria adherirse en ciertos puntos, sino se interpusiera una capa arcillo-arenácea que impida toda adherencia.

Las uniones entre las cajas se cubren de un lodo arcilloso, compuesto de 30 partes de arcilla plástica y 70 de arena cuarzosa.

Las piezas que se reducen á biscocho se colocan tambien en cajas, pero sin tantas precauciones como las otras, pues no es de

Fig. 459.



temer que se peguen á los apoyos, pudiendo introducir en el horno mayor número de ellas.

Lleno el horno, se tapian las puertas y se principia á dar el fuego. Se cierran primero las aberturas de los fogones del piso superior, pues únicamente se encienden los del piso inferior. Cuando se juzga que la porcelana del primer horno L está bien cocida, se abren los fogones del segundo piso L′, ántes que se apaguen completamente los inferiores, y se enciende en ellos un poco de fuego, que se mantiene por espacio de una hora. En seguida se cierran herméticamente todas las aberturas de los fogones inferiores, y se abren, primero un poco y despues del todo, los del segundo piso. El fuego continúa de este modo hasta la perfecta coccion de las piezas del mismo piso. Se deja enfriar completamente el horno, se descubren las puertas y se deshorna.

La porcelana cocida se clasifica minuciosamente. Las piezas que no presentan ningun defecto se consideran de primera calidad, y de las otras se forman diferentes clases, de mas ó menos valor segun la naturaleza de sus defectos.

§ 728. La porcelana cuya fabricacion acabamos de describir se llama *porcelana dura* ó *porcelana china*. Se fabrica otra especie de porcelana, llamada *porcelana tierna* ó *porcelana francesa*, que

exige una temperatura menos elevada, y puede expenderse á precios mas cómodos. La pasta de esta porcelana debe ser mas fusible que la de la porcelana dura, y para darle esta propiedad se mezclan proporciones mas considerables de materias alcalinas, bien en estado de feldspato, ó bien aun en el de carbonatos y nitratos alcalinos. Su barniz ha de ser igualmente mas fusible, para lo cual se incorpora cierta cantidad de óxido de plomo.

A veces emplean para preparar la pasta de la porcelana tierna la arcilla que forma la base esencial de las porcelanas duras; y así la pasta de porcelana tierna fabricada antiguamente en Sèvres, y que en el dia se llama *viejo Sèvres*, se obtenia reduciendo primero al estado de frita una mezcla de :

Arena de Fontainebleau.......	60,0
Nitrato de potasa fundido.... ..	22,0
Sal marina..................	7,2
Alumbre....................	3,6
Sosa de Alicante............	3,6
Yeso de Montmartre..........	3,6
	100,0.

Se mezclaban 75 partes de esta frita con 17 de creta blanca y 8 de caliza margosa de Argenteuil; ademas, se incorporaba jabon negro ó goma para trabar la pasta.

El barniz se formaba de :

Arena de Fontainebleau calcinada........	27
Silex calcinado........................	11
Carbonato de potasa....................	15
» de sosa....................	9
Litargirio.............................	38
	100.

Vidriado de arcilla arenácea.

§ 729. Este vidriado es una especie de porcelana, que no difiere de la fina sino en que el barro resulta siempre mas ó menos coloreado, y se trabaja con menos cuidado. Su base es la arcilla, pero en general esta arcilla es mas fusible que el kaolin, porque contiene proporciones notables de óxido de hierro. Suelen aumentar todavía esta fusibilidad, agregando cierta cantidad de cal, y hasta de productos alcalinos. Se incorporan como cimento arcillas cocidas ó arena cuarzosa. La arcilla no se lava casi nunca, excepto para el vidriado de lujo ; y separan únicamente los pedazos gruesos de cuarzo

ó de caliza. Se labra la pasta á mano en el torno de alfarero. Los vasos, despues de secos al aire, se cuecen en hornos á temperaturas casi tan elevadas como la que se emplea para la coccion de la porcelana. Regularmente no se da baño á esta especie de vidriado, pero se le aplica un barniz ligero por un artificio ingenioso : cuando las piezas se hallan expuestas á una temperatura elevada, se arrojan dentro del horno algunos puñados de sal marina húmeda. Esta sal se volatiliza, el vapor se descompone en presencia del agua y en contacto de las paredes arcillosas, se desprende ácido clorhídrico, y las paredes se cubren de silicato de sosa, el cual combinándose con el silicato de alúmina, da un silicato doble alcalino muy fusible, que forma un barniz en la superficie de las piezas.

Esta pasta es impermeable por sí misma despues de la coccion, y por esto el barniz no tiene otro fin que dar un aspecto mas agradable á las piezas. Sin embargo algunos objetos de este vidriado suelen recibir un verdadero baño, aplicado con pincel ó simplemente rociando las piezas secas al aire. El baño se forma ordinariamente de escorias de forja, ó de lavas volcánicas muy fusibles.

VIDRIADO CUYA PASTA QUEDA POROSA DESPUES DE LA COCCION.

§ 730. Estos vidriados son muy variables: comprenden la loza de diversas especies, y el vidriado comun que se emplea para cocer los alimentos.

Loza.

§ 731. Las arcillas que entran en la fabricacion de la loza pertenecen en general á formaciones secundarias. Cuando estas arcillas no contienen óxidos metálicos colorantes, como son los óxidos de hierro y manganeso, el barro queda blanco despues de la coccion. Pero es muy frecuente que en las arcillas existan proporciones considerables de estos óxidos, y la pasta toma entónces un color rojo ó pardo por la coccion. A la loza se le da siempre baño, trasparente é incoloro para la loza de pasta blanca, pero opaco para las pastas coloreadas. Este vidriado se sujeta siempre á dos fuegos. Recibe una primera coccion á temperatura elevada, aunque inferior á la de la coccion de la porcelana dura. Despues de este primer fuego, el barro queda poroso : se le da un baño, por inmersion, fácilmente fusible, y se exponen los vasos á un segundo fuego, por lo regular mucho menos activo que el primero.

Como la pasta de la loza no debe ablandarse por el primer fuego, necesita ser muy poco fusible. Se forma de una arcilla plástica que se ha purificado por lavados, cuando ha de servir para la loza

fina, y á la cual se agrega una proporcion mas ó menos considerable de cuarzo reducido á polvo impalpable. Esta proporcion es con frecuencia mucho mayor que la de la arcilla, pues para cierta especie de loza se emplea una mezcla de 70 partes de cuarzo y 30 de arcilla. La pasta de la loza es mas plástica y por consiguiente mas fácil de trabajar que la de la porcelana; por lo demas la fabricacion de las piezas es con corta diferencia la misma para estas dos especies de vidriado. La coccion de la loza se verifica en hornos semejantes á los que se emplean para la porcelana: la disposicion de las piezas en sus cajas y en el mismo horno es mas sencilla, y pueden introducirse mayor número de aquellas, en razon á que la pasta no se ablanda, ni son de temer deformaciones. Así, cuando se da el primer fuego á los platos, salvillas, etc., no hay inconveniente en colocarlos unos encima de otros, con solo rodear la pila de cajas cilíndricas. Para la segunda coccion, que se da á la loza barnizada, son necesarias mas precauciones, pues debe evitarse que las piezas se peguen unas á otras. Se las hace descansar por tres puntos sobre los apoyos, y al efecto estos tienen tres agujeros dispuestos en un mismo círculo horizontal, se introducen en estos agujeros unas fichas de tierra cocida, sobre las cuales descansan los bordes de los platos.

El baño ó barniz de la loza fina es un vidrio con base de álcali y óxido de plomo. Se aumenta la proporcion de óxido de plomo cuando se quiere obtener un barniz fácilmente fusible, y economizar el combustible; pero el barniz resulta demasiado tierno y el cuchillo le hinca y rae con mucha facilidad, de modo que la vajilla queda rayada y desgastada al poco tiempo. Ademas los barnices muy plomizos son bastante atacables por los agentes químicos, sobre todo en las partes raidas, pues se ennegrecen con prontitud en contacto de las materias que desprenden hidrógeno sulfurado. Basta en efecto cocer en estos vasos huevos ó pescado poco fresco, para que adquieran una tinta parda. Por esta razon se procura disminuir todo lo posible la dósis de óxido de plomo, pero como el barniz se hace entónces mucho menos fusible, el precio de esta loza aumenta notablemente, acercándose al de las porcelanas comunes, que siempre son preferibles.

El baño de la loza comun de Francia se forma fundiendo en un crisol la mezcla siguiente:

Arena cuarzosa..................	100
Carbonato de potasa y sosa........	80
Minio........................	120 á 150.

Suele incorporarse á la mezcla 1 ó 2 partes de esmalte, es decir, de vidrio teñido de azul por el óxido de cobalto, á fin de dar al barniz un viso ligeramente azulado, mas agradable á la vista que el blanco mate.

Para las lozas muy finas, como la excelente loza inglesa, la proporcion de óxido de plomo que entra en la mezcla es sumamente corta.

El baño que se aplica á los barros coloreados debe ser opaco, para que no pueda verse su color desagradable. La opacidad se da con el óxido de estaño, de manera que el barniz viene á ser entónces un verdadero esmalte (§ 698). Tambien se usan como pastas colorantes otros óxidos metálicos.

La loza resiste al fuego menos que la porcelana. El barniz que la cubre se resquebraja con facilidad, sobre todo si experimenta cambios rápidos de temperatura, por ejemplo cuando se lavan los vasos con agua caliente.

Vidriado comun, llamado vulgarmente tierras cocidas.

§ 732. El vidriado mas comun que se conoce, como los tiestos ó macetas de flores, se fabrica con arcillas muy impuras, frecuentemente muy cargadas de ocre, y mezcladas con proporciones mas ó menos considerables de arena. Por lo regular se emplean estas arcillas tal como se sacan de la tierra, sin mas que separar los cantos y terrones duros que no se dejan triturar fácilmente. Raras veces las someten al lavado para purificarlas, porque ocasionaria demasiados gastos. Se estrujan y baten bien, pisando hombres sobre ellas; y se abandonan á una putrefaccion espontánea en fosos, á fin de aumentar su plasticidad. La configuracion de los objetos se da en el torno de alfarero. Se les deja secar al aire y despues se cuecen á una temperatura poco elevada, sin darles barniz alguno.

§ 733. El vidriado de barro comun que se emplea para la coccion de los alimentos, se forma de arcillas á las que se agrega cierta cantidad de cal en estado de marga, y de arena cuarzosa. A estos objetos se les da baño, que en general es un vidrio plomizo, ordinariamente coloreado por óxidos metálicos; se compone de una mezcla de 6 ó 7 partes de litargirio y 4 ó 5 de arcilla. Se aplica este baño despues de secarlos al aire, no por inmersion sino por medio del riego ó rociándolos; otras veces se principia por cocerlos ligeramente en la parte superior de los hornos donde se cuece el vidriado barnizado.

§ 734. En ciertos países cálidos, señaladamente en España, fabrican vasos de barro muy porosos y ligeros con arcillas mezcladas á una gran cantidad de arena, ó de arcilla ya cocida. Se obtienen así vasijas muy propias para mantener fresca el agua, porque se dejan atravesar fácilmente por este líquido, y presentan siempre húmeda su superficie exterior á la accion desecante del aire. Ademas al hacer estas vasijas incorporan con el barro un poco de sal comun, que disolviéndose en las primeras aguas que se echan, les da todavía mayor porosidad. Las famosas *alcarrazas* de Andujar, las *jarras* de Alicante y Murcia, los *búcaros*, fabricados con la arcilla del mismo nombre en diferentes partes de América, son excelentes para este uso: suspendidos en medio de una corriente de aire, la vaporizacion del agua es tan activa en su superficie, que la temperatura desciende muchos grados bajo la del aire ambiente. Estos vasos, muy buenos en los países cálidos, no sirven igualmente en los climas templados, donde los sótanos y cuevas presentan siempre en verano temperaturas inferiores á las que pueden obtenerse por la evaporacion espontánea del agua.

Ladrillos ordinarios para las construcciones; tejas.

§ 735. Los ladrillos comunes se forman con arcillas que se cuecen á temperaturas muy diferentes. En algunos países meridionales se contentan solamente con secarlos al sol, pero de este modo resultan muy friables, y no pueden emplearse sino en fábricas ligeras y de poca solidez. Por lo regular se cuecen, y á veces se activa el fuego lo bastante para que la materia experimente un principio de fusion en la superficie. Los ladrillos cocidos presentan en general un color rojo, debido al óxido de hierro que las arcillas contienen en gran cantidad.

En casi todos los terrenos de sedimento, y en los de aluvion ó acarreo, se encuentran capas arcillosas que pueden servir para la construccion de los ladrillos comunes. Cuando la arcilla es demasiado grasa, se le agrega arena. La arcilla, tal como sale de la tierra, se deja abandonada en fosos por algun tiempo, á lo menos aquella que debe servir para los ladrillos de primera calidad, y en seguida se amasa y bate pisando sobre ella. Los ladrillos se forman unas veces á mano, otras en moldes ó cajas rectangulares espolvoreados de arena, y tambien con máquinas, que los fabrican en gran cantidad. Se dejan secar al aire, y despues se cuecen en hornos con un combustible de poco valor. Con frecuencia no se hace uso de hornos, sino que se disponen en montones ó pilas fácilmente

permeables á la llama, y en los cuales se dejan algunos claros para quemar el combustible.

Las tejas y baldosas de tierra cocida se fabrican por medios análogos.

Ladrillos refractarios para la construccion de hornos. Crisoles de fusion.

§ 736. Para esta especie de ladrillos se emplean arcillas refractarias, que por consiguiente no deben contener ni óxido de hierro en cantidad notable, ni carbonato de cal. Estas arcillas son bastante raras, y así es que los ladrillos refractarios solo se fabrican en ciertas localidades favorecidas en esta parte. Los mas estimados en Francia son los de Borgoña. Se hace la arcilla menos grasa, incorporando con ella arena cuarzosa.

Debe ponerse un cuidado sumo en la eleccion de la arcilla que haya de servir para los crisoles de fusion, por ejemplo, los crisoles de los hornos de vidrio. Estas arcillas se someten á un lavado sistemático. ó levigacion, y se desengrasan con una proporcion considerable de cimento, procedente por lo regular de desperdicios y pedazos de crisoles viejos, que se entresacan cuidadosamente para desechar todos los que contienen partes vítreas adherentes. Las pastas suelen contener mas de la mitad, y algunas veces los $\frac{2}{3}$ de su peso, de este cimento. Se fabrican del mismo modo excelentes crisoles, que resisten al fuego de forja, como así mismo los pequeños hornillos de nuestros laboratorios.

Los crisoles de Hesse, que por mucho tiempo han sido los mas apreciados para la fundicion de metales, se construyen con una arcilla refractaria, mezclada con arena cuarzosa de grano grueso. Estos crisoles son muy refractarios y resisten sin hendirse á todas las variaciones súbitas de temperatura.

Se fabrican igualmente crisoles refractarios, muy estimados para la fusion del acero, con una mezcla de 1 parte de arcilla refractaria y 2 de grafito ó plombagina. Esta pasta se deja trabajar, y puede darse al crisol un buen pulimento. Durante la coccion, el grafito no se quema mas que en la superficie, y no sufre en su interior alteracion ninguna. Como la plombagina solo se encuentra en muy pocos parajes. se ha tratado desde hace algunos años de reemplazarla por cok reducido á polvo fino, y se han obtenido crisoles de muy buena calidad.

En algunos pueblos de la provincia de Zamora (España) hay una arcilla excelente para la fabricacion de crisoles, retortas y otras va-

sijas que resisten bastante bien á la accion del fuego, y á las alteraciones súbitas de temperatura. Sin baño alguno y con solo una coccion resultan en disposicion de usarse, pero salen algo porosos, porque no ponen todo el cuidado necesario en la depuracion del barro.

Adorno y pintura de la porcelana.

§ 737. Los objetos de vidriado fino reciben con frecuencia colores variados ó barnices metálicos, otras veces pinturas ejecutadas con mucho esmero, que aumentan considerablemente su valor.

Los colores que se aplican sobre la porcelana se forman de óxidos metálicos colorantes, mezclados con materias vítreas mas ó menos fusibles. La mezcla fundida se reduce á polvo impalpable, y despues se bate en pasta con esencia de trementina ó de lavanda. Las pastas se aplican con pincel, y en seguida se exponen los objetos á una temperatura bastante elevada para vitrificar los colores. Estos colores deben satisfacer á muchas condiciones, de las cuales enumeraremos las mas importantes:

1° Han de fundirse á temperaturas no tan elevadas que puedan determinar una descomposicion química, la cual alteraria el matiz y hermosura del color. De esto se sigue que la fusibilidad del fundente vítreo deberá ser mayor ó menor, segun la menor ó mayor estabilidad de la materia colorante. La temperatura á que se someta una pieza pintada no debe llegar á la que determinaria la alteracion del color menos estable que exista en ella.

2° Deben quedar fuertemente adheridos á la porcelana, despues de la coccion, y presentar la suficiente dureza para resistir al roce.

3° Han de conservar un aspecto vítreo despues de la coccion.

4° Deben ser inalterables al aire, al agua y aun á los líquidos que segun su objeto han de contener.

5° Su dilatabilidad debe estar en relacion con la de la materia del vaso, y sobre todo con la del baño que le cubre.

§ 738. Las materias colorantes pueden dividirse en cuatro clases: la primera es la de los óxidos metálicos, y contiene los colores mas importantes y mas numerosos.

La segunda se compone de materias minerales que conservan un aspecto térreo y opaco despues de la coccion, y que no adquieren traslucencia, sino por el barniz general que las cubre.

La tercera contiene los metales, principalmente el oro, la plata y platino. Se aplican en estado metálico, mezclados únicamente con una corta porcion de materia fusible, que los haga adherir á la superficie de la porcelana. Despues se bruñen para darles pulimento.

La cuarta clase comprende los lustres metálicos. Estos son metales muy divididos, aplicados en capas excesivamente delgadas, que suelen producir hermosos efectos de colores.

Se distinguen dos especies de colores vitrificables segun la temperatura á que convenga fijarlos sobre el vidriado: los *colores de gran fuego,* que no se alteran aun á la temperatura elevada á que se cuece la porcelana barnizada; y los *colores de mufla,* que no resistirian esta misma temperatura sin alterarse; y que por lo mismo se vitrifican á temperaturas mas bajas, en hornos particulares llamados *hornos de mufla.*

Los colores de la primera especie se aplican ántes que el baño, ó mezclados con el mismo baño. Pueden cocerse inmediatamente al fuego de segunda coccion en un horno de porcelana. Los colores de mufla solo se aplican sobre las porcelanas barnizadas.

Los colores de gran fuego son escasos en número: se reducen al azul de cobalto, dado por el óxido de cobalto CoO; al verde de cromo, formado por el óxido de cromo Cr^2O^3; á los pardos producidos por los sesquióxidos de hierro y manganeso; á los amarillos obtenidos con el óxido de titano, y á los negros que resultan del oxídulo de urano.

Los colores de mufla son mucho mas numerosos y puede decirse que la pintura en porcelana posee ya una paleta tan rica como la pintura al óleo. Estos colores se obtienen fundiendo en un crisol los óxidos metálicos con vidrios incoloros, llamados *fundentes*, y cuya fusibilidad se regula segun la temperatura á que puedan exponerse las piezas sin que se altere el color menos estable. Las materias que entran en estos fundentes son: el cuarzo, el feldspato, el borax ó ácido bórico, el nitro, los carbonatos de potasa y sosa, el minio y litargirio, el óxido de bismuto. En Sèvres emplean siete especies de fundentes, que bastan para todos los colores. Se componen la mayor parte de cuarzo, de óxido de plomo y de ácido bórico; suele mezclarse con algunos de ellos una corta porcion de carbonato de sosa. El fundente, para la aplicacion de los metales se forma de óxido de bismuto, mezclado con $\frac{1}{10}$ de borax fundido.

No nos detendremos en explicar la composicion y preparacion de los diversos colores, empleados en la pintura de la porcelana, limitándonos tan solo á indicar la naturaleza química de las principales materias colorantes.

Los colores azules son dados siempre por el óxido de cobalto: se varían sus matices agregando óxido de zinc, ó pequeñas porciones de óxidos metálicos colorantes.

Los verdes proceden del óxido de cromo Cr^2O^3, y del de cobre

CuO. Tambien se alteran sus tonos por medio de óxidos colorantes: se les da el amarillo con los óxidos de antimonio y plomo; el pardo con los sesquióxidos de hierro y manganeso; el azul con el óxido de cobalto, etc., etc.

Los amarillos se forman con el óxido de urano U^2O^3, el cromato de plomo $PbO.CrO^3$, el sesquióxido de hierro, el antimoniato de potasa. Se mezclan con óxidos de plomo, de zinc y de estaño.

Los rojos se obtienen con el hidróxido de cobre Cu^2O y el sesquióxido de hierro.

Los de violeta y rosa se producen con la *púrpura de Casio,* que es una mezcla íntima en proporciones variables de oro metálico y de peróxido de estaño.

Los negros resultan del oxídulo de urano, ó de mezclas de óxido de cobalto con los de manganeso.

Los blancos salen del esmalte ordinario (§ 698).

El oro se prepara precipitando una disolucion de percloruro de oro por el sulfato de protóxido de hierro. Se incorpora con este oro pulverulento $\frac{1}{12}$ de su peso de óxido de bismuto mezclado con un poco de borax; se deslíe el todo en esencia de trementina, y se aplica la pasta con pincel sobre la loza barnizada. Despues de la coccion el oro adquiere aspecto metálico, pero mate. Se le da brillo frotándole, primero con un bruñidor de ágata, y despues con otro de sanguinaria.

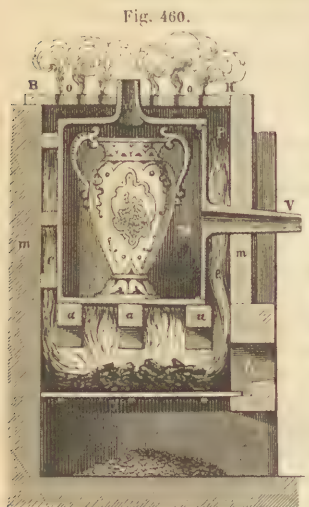
El lustre de oro se obtiene precipitando por el amoniaco una disolucion de oro en agua regia. El precipitado, llamado *oro fulminante,* se mezcla húmedo con esencia de trementina; y sin fundente alguno se extiende sobre la porcelana. Se pasa la pieza por el fuego, y en seguida se da al lustre todo su brillo frotando con un lienzo.

Resulta un lustre muy notable por el hermoso cambiante de colores, parecido al que tienen las alas de algunos insectos como la cantárida, por lo que algunos le llaman *lustre cantárido,* del cloruro de plata descompuesto parcialmente por los vapores combustibles. Se hace una mezcla de vidrio plomizo, de un poco de óxido de bismuto y de cloruro de plata. Se aplica esta mezcla con pincel, y se calienta la pieza en la mufla. Cuando está enrojecida, se hace entrar en la mufla humo fuliginoso, con cuya influencia se descompone parcialmente el cloruro de plata.

La coccion de la porcelana pintada es una operacion en extremo delicada. Se ejecuta en especies de hornos de mufla (fig. 460), cuyo fuego se regula con el mayor cuidado. El operario se dirige para graduar la accion del calor por el aspecto que presentan las pequeñas muestras de porcelana que ha colocado en la mufla al lado

de los vasos, y que saca de cuando en cuando. Se fijan sobre estás muestras algunos de los colores mas susceptibles que se han dado á los vasos, por ejemplo los de rosa; é igualmente se aplican las materias que no adquiririan la suficiente adherencia si no estuvieran expuestas á una temperatura bastante elevada, por ejemplo los baños de oro. Es necesario, pues, que el operario regule el fuego del modo conveniente para dar al oro una buena adherencia, sin alterar al propio tiempo el matiz de los colores mas susceptibles.

Fig. 460.



La porcelena pintada pasa siempre por dos fuegos. Despues del primero, la pintura solo se considera como un esbozo, y el pintor retoca y corrige los defectos de los colores, sujetándola en seguida al segundo fuego. Las pinturas mas esmeradas suelen pasar por mayor número de cocciones.

El vidriado fino, como la porcelana, es el único que recibe pinturas delicadas; pero por impresion se trasportan grabados sobre la loza, aun sobre la mas comun. Sirve para esto la misma lámina de cobre en que se ha grabado. La tinta se forma de un vidrio de color, pardo, negro, rojo, azul, etc., reducido á polvo impalpable, y mezclado despues con aceite de linaza. Se imprime el grabado sobre una hoja delgada de papel, se humedece esta y se aplica por la cara impresa sobre la superficie de la loza seca. Separando suavemente el papel, el dibujo queda estampado, y no hay mas que calentar para destruir el aceite; en seguida se aplica el barniz trasparente como de ordinario.

Análisis químico del vidriado.

§ 739. La pasta del vidriado contiene las mismas sustancias elementales que los vidrios, y solo difiere de estos en las proporciones de la mezcla. Su análisis deberá por consiguiente ejecutarse con arreglo á los principios explicados (§ 712).

FIN DEL SEGUNDO TOMO.

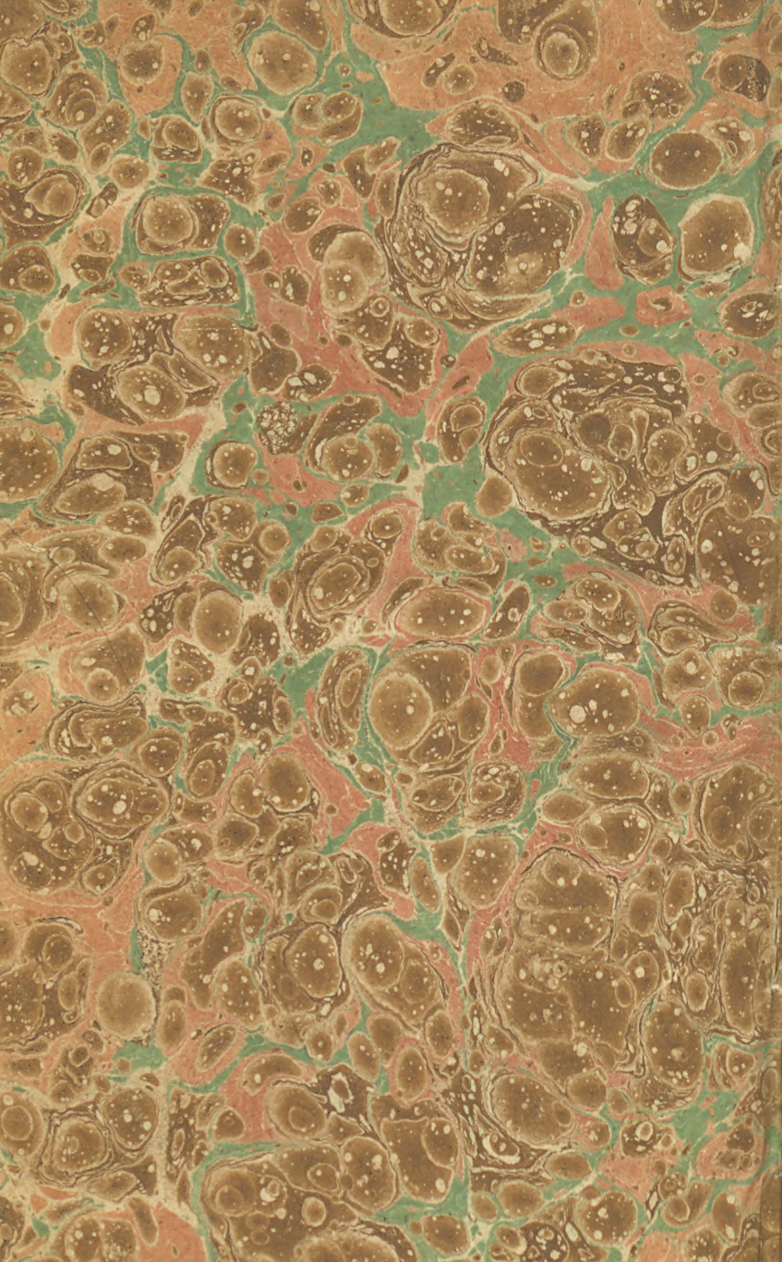
INDICE DE LAS MATERIAS

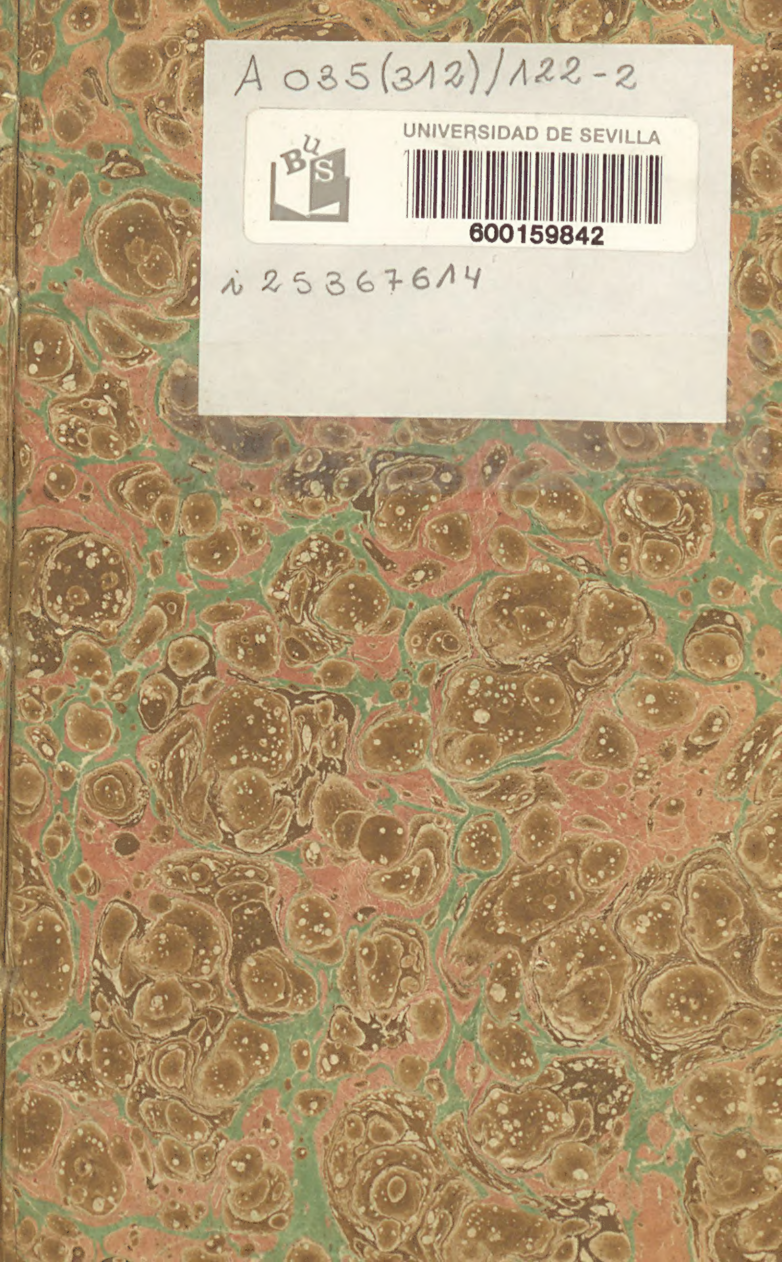
CONTENIDAS EN ESTE TOMO.

FIN DEL ÍNDICE DE LAS MATERIAS DEL TOMO SEGUNDO.

ERRATAS.

Páginas.	*Líneas.*	*Dice.*	*Lease.*
100......	24.............	arseniato.......... ..	arsenito.
274.	28 y siguientes.	ferro-potásico, etc.....	ferri-potásico, etc.
»	»	mangano-potásico, etc.	mangani-potásico, etc.
»	»	cromo-potásico, etc...	cromi-potásico, etc.




A 035(312)/122-2
BUS
UNIVERSIDAD DE SEVILLA
600159842
i 25367614




colorchecker CLASSIC
calibrite
mm